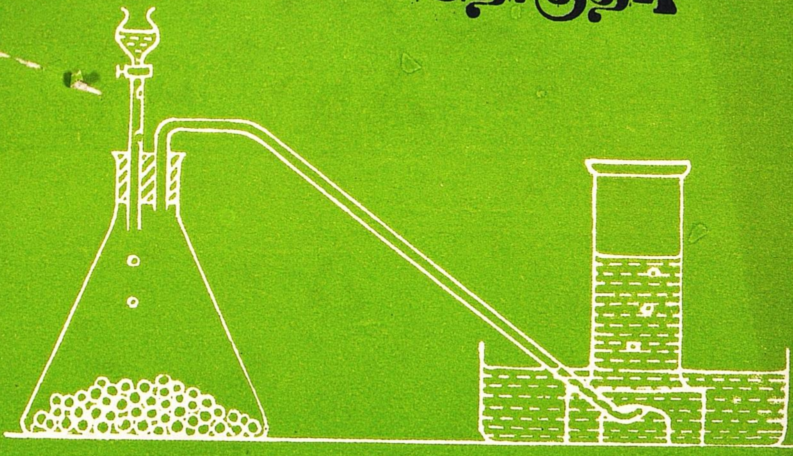
வேதியியல்

மேல்நிலை - முதலாம் ஆண்டு

தொகுதி - I



தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

வேதியியல்

தொகுதி I

மேல் நிலை—முதலாம் ஆண்டு

தமிழ்நாட்டுப்
பாடநூல் நிறுவனம்
சென்னை

திருத்திய பதிப்பு—1981
மறுபதிப்பு—1983

பதிப்பாசிரியர் குழுத் தலைவர்
(& மதிப்புரையாளர்):

டாக்டர். சுப. சண்முகநாதன்,
முதல்வர், பச்சையப்பன் கல்லூரி, சென்னை-600 030.

ஆசிரியர்கள் & மொழிபெயர்ப்பாளர்கள்:

பேரா. எம். கிருஷ்ணமூர்த்தி,
முதல்வர் & வேதியியல் பேராசிரியர்,
அரசு கலைக் கல்லூரி, விழுப்புரம்.

பேரா. கே. கண்ணபிரான்,
வேதியியல் பேராசிரியர்,
பி. எஸ். ஜி. கலை & அறிவியல் கல்லூரி, கோயம்புத்தூர்.

டாக்டர். கணேச கோபாலகிருஷ்ணன்,
வேதியியல் பேராசிரியர்,
மாநிலக் கல்லூரி, சென்னை-600 005

டாக்டர் (செல்வி) ஆர். ரமாமணி,
வேதியியல் உதவிப் பேராசிரியை,
காய்தே மில்லத் அரசு மகளிர் கல்லூரி, சென்னை-600 002.

மதிப்புரையாளர்கள்:

டாக்டர் என். வெங்கடசுப்பிரமணியம்,
முதல்வர், விவேகானந்தர் கல்லூரி, சென்னை-600 004

டாக்டர் என். எஸ். ஞானப்பிரகாசம்,
வேதியியல் பேராசிரியர், லயோலா கல்லூரி, சென்னை-34

பேரா. ஏ. ஆர். சூரியநாராயணன்,
முதல்வர், பெரியார் ஈ. வெ. ரா. கல்லூரி,
திருச்சிராப்பள்ளி.

விலை : ரூ. 3-10

இந்திய அரசு சலுகை விலையில் வழங்கிய 60 ஜி. எஸ் எம். தாளில் இந்நூல் அச்சிடப்பட்டுள்ளது.

அச்சிட்டோர்:
பிரிண்ட் ஹவுஸ் (மக்கள் குரல்) சென்னை - 600 024.

பொருளடக்கம்

பகுதி அ — பௌதிக வேதியியல்

(பகுதிகள் ஆ, இ, ஈ இந்நூலின் தொடர்ச்சியாக, இரண்டாம் தொகுதியில் வெளியிடப்படுகின்றன.)

சர்வதேச அலகுமுறை

நீளம், கன அளவு, அடர்த்தி, திசைவேகம், அழுத்தம், ஆற்றல் போன்ற இயற்பியல் பண்புகளின் அளவீடுகள் இயற்பியல் சார்ந்த கணக்கீடுகளுக்கும், வேதிக்கணக்கீடுகளுக்கும் மிகவும் இன்றியமையாதன ஆகும். ஒவ்வோர் அளவும் ஓர் எண்ணாலும் ஓர் அலகாலும் குறிப்பிடப்படுகின்றது. கணக்கீட்டு முறைகளை எளிதாக்க நன்கு எளிதில் புரிந்துகொள்ளவல்ல, ஒத்த அலகு களைக் கொண்ட ஒரு முறையைத் தேர்ந்தெடுத்தல் வேண்டும். இவ்வாறு தேர்ந்தெடுக்கப்பட்ட முறை, அனைத்து நாடுகளுக்கும் பொருந்தும் அலகுகளைக் கொண்ட முறை ஆகும் (International System of Units). இவ்வலகு முறையின் பெயர் 'Systeme Internationale d'Unites', என்ற பிரெஞ்சுத் தொடரினின்று எடுக்கப் பட்டது. இந்த அலகு முறையைச் சுருக்கமாக SI அலகுமுறை என்று குறிப்பிடுகிறோம். தற்போது அறிவியல் துறையிலும் தொழில் நுட்பத்துறையிலும் ஏனைய அலகுமுறைகளைக் காட்டிலும் SI அலகுமுறையே பெரும்பாலும் பின்பற்றப்படுகிறது.

SI அலகுமுறை ஏழு அடிப்படையான இயற்பியல் அளவு களை மையமாகக்கொண்டு அமைக்கப்பெற்றது. ஒவ்வோர் அளவும் ஓர் அலகால் குறிப்பிடப்படுகின்றது. இவ்வேழு இயற்பியல் அளவுகளும், அவற்றிற்கான அலகுகளும் அட்டவணை 1-ல் கொடுக்கப் பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 1

SI இயற்பியல் அளவுகளும் அவற்றின் அலகுகளும்

இயற்பியல் அளவு	அளவிற்கான குறியீடு	SI அலகு	அலகிற்கான குறியீடு
நீளம்	l	மீட்டர்	m
நிறை	m	கிலோகிராம்	kg
நேரம்	t	விநாடி	s
மின்னோட்டம்	I	ஆம்பியர்	A
வெப்பநிலை	T	கெல்வின்	K
ஒளிச் செறிவு	I_v	காண்டெலா	cd
பொருளின் அளவு	n	மோல்	mol.

ஏனைய இயற்பியல் அளவுகளைக் குறிப்பிடும் SI அளவுகள்

மேலே கூறப்பட்ட ஏழு அடிப்படை SI அலகுகளினின்று பெருக்கல், வகுத்தல் போன்ற முறைகளைக் கையாண்டு புதிய காரணிகளைச் சேர்க்காது ஏனைய இயற்பியல் அளவுகளுக்கான அலகுகளைப் பெறலாம். இவ்வாறு பெறும் அலகுகளை SI வழியலகுகள் என்கிறோம். உதாரணமாக நீட்டலளவையைக் (l) குறிப்பிடும் அலகு மீட்டர் (m) ஆகும்.

கன அளவு $=l^3$. எனவே கன அளவுக்குரிய அலகு m^3 ஆகும்.

அட்டவணை 2

SI வழியலகுகள்			
இயற்பியல் அளவு	அளவிற்கான குறியீடு	அலகு	அலகிற்கான குறியீடு
பரப்பளவு	A	சதுரமீட்டர்	m^2
கன அளவு	V	கனமீட்டர்	m^3
அடர்த்தி	ρ	$\frac{\text{கிலோகிராம்}}{\text{கனமீட்டர்}}$	kgm^{-3}
திசைவேகம்	v	$\frac{\text{மீட்டர்}}{\text{வினாடி}}$	ms^{-1}
முடுக்க விசை	a	$\frac{\text{மீட்டர்}}{\text{வினாடி} \times \text{வினாடி}}$	ms^{-2}
விசை	F	நியூட்டன்	N ($N = kgms^{-2}$)
அழுத்தம்	P	பாஸ்கல் (நியூட்டன் ச. மீட்டர்$^{-1}$)	Nm^{-2}
ஆற்றல்	J	ஜூல்	J ($J = kgm^2s^{-2}$)
மோலார் நிறை	n	கிலோகிராம் மோல்$^{-1}$	kg $mol.^{-1}$
மின் சுமையின் அலகு	Q	கூலோம்	C ($C = As^{-1}$)

வெப்ப ஆற்றல், இயக்க ஆற்றல், மின் ஆற்றல் ஆகிய பல வகைப்பட்ட ஆற்றல்களையும் ஜுல் என்ற அலகிலேயே குறிப்பிடுகிறோம்.

SI அலகுகளுக்கான முன்னீடுகள்

நாம் அளக்கும் இயற்பியல் பண்பின் அளவு அடிப்படை SI அலகைப்போல் பன்மடங்கு அதிகமாகவோ அல்லது குறைவாகவோ இருக்குமாயின் SI அலகுகளுடன் சில முன்னீடுகளைச் சேர்த்துப் பயன்படுத்துகின்றோம். இம்முன்னீடுகள் SI அலகுகளின் மடங்குகளையோ அல்லது கீழ்மடங்குகளையோ குறிப்பிடும். சாதாரணமாகப் பயன்படுத்தப்படும் சில முன்னீடுகள் அட்டவணை 3-ல் தொகுக்கப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 3

SI அலகுகளின் முன்னீடுகள்

மடங்குகள்	முன்னீடு	குறியீடு
10^{12}	டெரா	T
10^{9}	கெகா	G
10^{6}	மெகா	M
10^{3}	கிலோ	k
10^{2}	ஹெக்டோ	h
10	டெகா	da
10^{-1}	டெசி	d
10^{-2}	சென்டி	c
10^{-3}	மில்லி	m
10^{-6}	மைக்ரோ	μ
10^{-9}	நானோ	n
10^{-12}	பைகோ	p

மேலே அட்டவணைப்படுத்தப்பட்ட முன்னீடுகளை அடிப் படை SI அலகுகளுடன் இணைத்துப் பயன்படுத்துகின்றோம். உதாரணமாக,

1 கிலோ மீட்டர் (km) = 10^3 மீட்டர் = 1000m

1 டெசி மீட்டர் (dm) = 10^{-1} மீட்டர் = 0·1m

1×10^{-6} மீட்டரை மைக்ரான் என்றே அழைக்கிறோம். மைக்ரோ மீட்டர் என்ற சொல் வழக்கீட்டில் இல்லை. நிறையளவைக் குறிப்பிடும்போது முன்னீடுகளை கிலோ கிராம் என்ற நிறை அளவுக்கான அடிப்படை அலகுடன் சேர்ப்பதில்லை. முன்னீடுகளை கிராம் என்ற அலகுடனேயே இணைத்துப் பயன்படுத்துகின்றோம். ஏனெனில் கிலோகிராம் என்பது கிராமின் மடங்காகும்.

உதாரணமாக, 1 கிலோகிராம் = 10^3 கிராம்.

1 மில்லிகிராம் = 10^{-3} கிராம்.

SI அலகு முறையைப் பயன்படுத்தும் போது கவனிக்க வேண்டிய சில விதிமுறைகள்

1. இயற்பியல் பண்பின் அளவைக் குறிப்பிடும் எண்ணையும் அலகையும் சேர்த்தே எழுதவேண்டும்.
2. வெப்ப நிலைக்கான மதிப்புடன் கெல்வின் என்பதை மட்டும் சேர்க்கவேண்டும். உதாரணமாக, வெப்ப நிலை 273 கெல்வின் என்றால் 273K என்று எழுதவேண்டும். 273°K என்று எழுதுதல் கூடாது.
3. SI அலகுகளின் மடங்குகள் கீழ்மடங்குகள் ஆகியவற்றை முக்கியமாகத் தேவைப்பட்டபோதே உபயோகித்தல் வேண்டும்.
4. இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட முன்னீடுகளைச் சேர்த்து உபயோகித்தல் கூடாது. (உ-ம்) 10^{-9}m என்பதை 1nm என்று குறிப்பிடவேண்டும். இதை $10^{-3}\times10^{-6}$ என்று கருதி 1m μm என்று குறிப்பிடுதல் கூடாது. முன்னீடையும் அலகையும் சேர்த்தே எழுதவேண்டும்.
5. மிகப் பெரிய அல்லது சிறிய எண்களைக் குறிப்பிட ஒரு முறை பயன்படுத்தப்படுகின்றது. (உ-ம்) 101300 என்ற எண்ணை $1{\cdot}013\times10^5$ என்றும் 0·0007501 என்பதை $7{\cdot}501\times10^{-4}$ என்றும் குறிப்பிடவேண்டும். தசமப் புள்ளிக்கு முன்பு ஒரு இலக்கமே இருக்குமாறு மாற்றி எழுதுதல் வேண்டும்.
6. ஓர் எண் தசமப் புள்ளியில் தொடங்குமாயின் அப்புள்ளிக்கு முன்பு சுன்னத்தைச் சேர்க்க வேண்டும். (உ-ம்) 0·6023·

7. நாம் அளக்கும் பண்பின் மதிப்பு ஒன்றிற்கு மேற்பட்டு இருப்பினும் அலகின் குறியீட்டை ஒருமையிலேயே எழுதவேண்டும். (உ-ம்) 10 மீட்டர் என்பதை 10m என்று எழுதுதல் வேண்டும். 10ms என்று எழுதற்க. 10ms என்பது 10 × மீட்டர் × வினாடி என்பதைக் குறிக்கும்.

சில மாறிலிகளின் மதிப்புகள்

மாறிலி	மாறிலியின் மதிப்பு (SI அலகில்)
டியுலாங்-பெட்டிட் மாறிலி	$2 \cdot 68 \times 10^{4}$ J K^{-1} kg^{-1}
அவகாட்ரோ எண்	$6 \cdot 023 \times 10^{23}$ mol^{-1}
மோலார் வாயு மாறிலி	$8 \cdot 3143$ J K^{-1} mol^{-1}
மூலக்கூறு கனஅளவு	$2 \cdot 24 \times 10^{-2}$ m^{3}
திட்ட வெப்பநிலை	273 K
திட்ட அழுத்தம்	$1 \cdot 013 \times 10^{5}$ Nm^{-2}
எலெக்டிரானின் மின்சுமை	$1 \cdot 6021 \times 10^{-19}$ C
எலெக்டிரானின் நிறை	$9 \cdot 109 \times 10^{-31}$ kg
புரோட்டானின் நிறை	$1 \cdot 6726 \times 10^{-27}$ kg
நியூட்ரானின் நிறை	$1 \cdot 6749 \times 10^{-27}$ kg
ஒளியின் திசைவேகம்	$2 \cdot 9979 \times 10^{8}$ ms^{-1}

அத்தியாயம் 1

அணு எடையும் மூலக்கூறு எடையும்

அணு எடை

முன்னுரை: அணு என்பது ஒரு தனிமத்தின் மிக நுண்ணிய துகளைக் குறிக்கும். அணுக்கள் வேதிவினையிற் பங்கேற்க வல்லன ஆகும். ஆனால் அவை தனித்தியங்கா. தனிப்பட்ட அணுக்களின் எடைகள் மிகமிகக் குறைவாகவே இருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக மிக இலேசான தனிமமாகக் கருதப்படும் ஹைட்ரஜனின் ஓர் அணுவின் எடை $1{\cdot}673 \times 10^{-24}$கிராம் ஆகும். மிகப் பளுவான தனிம அணுவின் எடையும் 5×10^{-22}கிராமிற்குக் குறைவாகவே உள்ளது. எனவே அணுக்களின் தனிப்பட்ட சரியான எடைகளை நிர்ண யித்தல் இயலாது. எனவே தற்போது ஓர் அணுவின் அணுஎடை என்பது அணுவின் ஒப்பு எடையையே குறிப்பிடுகின்றது. அதாவது, ஒரு தனிம அணு வேறொரு தனிம அணுவைப்போல் எத்தனை மடங்கு கனமாயுள்ளது என்று குறிப்பிடுகின்றது. இவ்வாறு ஒப்பிடுவதற்குக் கார்பன் அணுவையே நியமமாக தற்போது பின்பற்றுகின்றோம். கார்பன் அணுவின் எடையை 12 என்று நியமமாக எடுத்துக் கொள்கிறோம்.

வரையறை: ஒருதனிமத்தின் அணுஎடைஎன்பதுஅத்தனிமத்தின் ஓர் அணுவின் எடைக்கும் ஒரு கார்பன்-12 அணுவின் எடையின் $\frac{1}{12}$ பங்கிற்கும் உள்ள விகிதத்தைக் குறிப்பிடும் எண் ஆகும்.

$$\text{தனிமத்தின் அணுஎடை} = \frac{\text{தனிமத்தின் ஓர் அணுவின் எடை}}{\frac{1}{12}\text{பங்கு கார்பன்-12 அணுவின்எடை}}$$

இவ்வாறு கணக்கிடும் அணுஎடை ஒரு தனிம அணுவின் சராசரி ஒப்பு எடையையே குறிப்பிடுவதாகும். இவ்வெடை தனிம அணு வின் சரியான ஒப்பு எடையினின்று வேறுபடலாம், ஏனெனில் பல தனிமங்கள் ஐசோடோப்புகளைக் கொண்டவைகளாக இருக் கின்றன. தனிம ஐசோடோப்புகள் தம் நிறை எண்களில் வேறுபடு கின்றன. இத்தனிமங்களில் ஐசோடோப்புகள் ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் கலந்து அமைந்துள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக குளோ ரினில் $77\%\,Cl^{35}$ என்ற ஐசோடோப்பும், $23\%\,Cl^{37}$ என்ற

ஐசோடோப்பும் கலந்து இருக்கின்றன. எனவே குளோரினின்

$$\text{அணு எடை} = \frac{35 \times 77}{100} + \frac{37 \times 23}{100} = 35{\cdot}46.$$

ஒரு தனிமத்தின் அணுஎடை வெறும் எண்ணாகும். அணு எடையை கிராம் என்ற அலகில் குறிப்பிட்டால் அது கிராம் அணுஎடை எனப்படும். எடுத்துக்காட்டாக, கார்பனின் கிராம் அணுஎடை 12கி. ஆகும்.

மூலக்கூறு எடை

கார்பனை நியமமாகக் கொண்டால்

$$\text{மூலக்கூறு எடை} = \frac{\text{தனிமம் அல்லது சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறின் எடை}}{\frac{1}{12} \text{ பங்கு கார்பன்-12 அணுவின் எடை}}$$

மூலக்கூறு எடை ஓர் எண்ணாகும். மூலக்கூறு எடையே கிராம் என்ற அலகில் குறிப்பிட்டால் அது கிராம் மூலக்கூறு எடை எனப்படும்.

மூலக்கூறு வாய்பாடு : ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூறிலுள்ள அணுக்களின் சரியான எண்ணிக்கையை எடுத்துக்காட்டும் வாய்பாடு அச்சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு எனப்படும். ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடும் அச்சேர்மத்திலுள்ள தனிமங்களின் அணு எடைகளும் தெரிந்திருப்பின் அச்சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடலாம்.

ஒரு **தனிமத்தின் அணு எடைக்கும் சமான எடைக்குமுள்ள தொடர்பு:** A என்ற தனிமத்தின் ஓர் அணு 'n' ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் கூடி AH_n என்ற சேர்மத்தைக் கொடுப்பதாகக் கொள்வோம். 'A' என்ற தனிமத்தின் அணு எடையை 'x' எனக் கொள்வோம். ஹைட்ரஜனின் அணு எடை 1·008 ஆகும்.

$n \times 1{\cdot}008$ பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனுடன் x பங்கு எடையுள்ள தனிமம் இணைகிறது.

எனவே 1·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனுடன் கூடும் தனிமத்தின் எடை

$$= \frac{x}{n \times 1{\cdot}008} \times 1{\cdot}008 = \frac{x}{n}$$

1·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனுடன் கூடும் ஒரு தனிமத்தின் எடையே அத்தனிமத்தின் சமான எடை எனப்படும்.

$$\therefore \text{தனிமத்தின் சமான எடை} = \frac{x}{n}$$

இங்கு 'n' என்பது தனிமத்தின் ஓர் அணுவுடன் கூடும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் குறிப்பிடுகின்றது. எனவே 'n' என்பது தனிமத்தின் இணைதிறன் ஆகும்.

$$\text{சமான எடை} = \frac{\text{அணுஎடை}}{\text{இணைதிறன்}}$$

அணு எடையை நிர்ணயித்தல்

டியுலாங்-பெட்டிட் விதி: இவ்விதியைப் பயன்படுத்திப் பல திண்ம தனிமங்களின் அணுஎடைகளை நிர்ணயிக்கலாம். P.L. டியுலாங், A.T. பெட்டிட் என்ற இரு வேதியியலார் திண்ம நிலையில் இருக்கும் பல தனிமங்களின் சுயவெப்பத்தை நிர்ணயித்தனர். SI குறியீட்டின்படி ஒரு பொருளின் சுயவெப்பம் என்பது ஒரு கிலோகிராம் எடையுள்ள பொருளின் வெப்பநிலையை 1K அதிகரிக்கச் செய்யத் தேவையான வெப்ப ஆற்றலை ஜுல் என்ற அலகில் குறிப்பிடுவதாகும். எனவே சுயவெப்பத்தின் அலகு $Jkg^{-1} K^{-1}$ ஆகும். இவ்வலகிற்கும் வெப்ப ஆற்றலைக் குறிக்கும் கலோரி அலகிற்கும் உள்ள தொடர்பைக் கீழ்க்கண்டவாறு குறிப்பிடலாம்.

$$1 \text{ cal } g^{-1} K^{-1} = 4{\cdot}184 \ Jg^{-1} K^{-1} = 4{\cdot}184 \times 10^3 \ Jkg^{-1} \ K^{-1}.$$

இவ்வேதியியலார் தம் சோதனை முடிவுகளினின்று திண்ம நிலையில் இருக்கும் தனிமத்தின் சுயவெப்பம், தனிமத்தின் அணுஎடை இவற்றின் பெருக்குத் தொகை ஏறக்குறைய மாறாத எண்ணாக இருப்பதைக் கண்டறிந்தனர். இம்மாறாத எண்ணை தனிமத்தின் அணுவெப்பம் என்கிறோம். இவ்விரு வேதியியலாரின் சோதனை முடிவுகள் 1819-ம் ஆண்டில் டியுலாங்-பெட்டிட் விதி என்று வெளியிடப்பட்டது.

'திண்ம நிலையில் இருக்கும் தனிமத்தின் சுயவெப்பம் அதன் அணுஎடை இவற்றின் பெருக்குத் தொகை ஒரு மாறாத எண்ணாக இருக்கின்றது. இந்த எண்ணின் மதிப்பு ஏறக்குறைய $2{\cdot}68 \times 10^4$ $Jkg^{-1} K^{-1}$ ஆகும்.'

$$\text{அணுஎடை} \times \text{சுயவெப்பம்} = 2{\cdot}68 \times 10^4$$

டியுலாங்-பெட்டிட் விதி திடநிலையிலுள்ள பல தனிமங்களுக்கு நன்கு பொருந்துகின்றது. அணுஎடை 20-க்கு மேற்பட்ட பல உலோகங்கள் இவ்விதிக்கு உட்படுகின்றன. கார்பன், போரான், சிலிகன் போன்ற பல தனிமங்கள் இவ்விதிக்கு உட்படவில்லை என்று அறியப்படுகின்றது.

டியுலாங் - பெட்டிட் விதியை உபயோகித்துத் தனிமத்தின் அணு எடையை நிர்ணயித்தல்

அணுஎடை = சமான எடை × இணைதிறன்

என்ற தொடர்பினின்று ஒரு தனிமத்தின் சமான எடையும் அதன் இணைதிறனும் தெரிந்திருப்பின் தனிமத்தின் அணுஎடையைக் கணக்கிடலாம். டியுலாங்-பெட்டிட் விதியை உபயோகித்துத் தனிமத்தின் சரியான இணைதிறனைக் கணக்கிடலாம்.

(i) தோராயமான அணுஎடையைக் கணக்கிடுதல் :

டியுலாங்-பெட்டிட் விதிப்படி

அணுஎடை × சுய்வெப்பம் = $2{\cdot}68 \times 10^4$

தனிமத்தின் சுயவெப்பத்தை எளிதில் பரிசோதனை மூலம் கண்டு பிடிக்கலாம்.

$$\text{அணுஎடை} = \frac{2{\cdot}68 \times 10^4}{\text{சுயவெப்பம்}}$$

$2\ 68 \times 10^4$ என்ற மதிப்பு தோராயமானதாக இருப்பதால் இவ்வாறு கணக்கிடும் அணுஎடையின் மதிப்பும் தோராயமானதாக இருக்கும்.

(ii) இணைதிறனின் தோராய மதிப்பைக் கணக்கிடுதல் :

அணுஎடை = சமான எடை × இணைதிறன்

தனிமத்தின் சமான எடையைத் துல்லியமாக நிர்ணயிக்கப் பல எளிய முறைகள் உள்ளன.

$$\text{இணைதிறன்} = \frac{\text{அணுஎடை}}{\text{சமான எடை}}$$

முதலில் கணக்கிட்ட தோராயமான அணுஎடையையும் தனிமத்தின் சரியான சமான எடையையும் இச்சமன்பாட்டில் பிரதி இட்டு தனிமத்தின் இணைதிறனின் தோராயமான மதிப்பைப் பெறலாம்.

(iii) சரியான அணுஎடையைக் கணக்கிடுதல் :

இணைதிறன் என்பது முழு எண்ணாகும். மேலே கூறியபடி கணக்கிட்ட இணைதிறனின் தோராயமான மதிப்பை அதன் மிக

நெருங்கிய முழு எண்ணாக மாற்றினால் சரியான இணைதிறன் கிடைக்கும்.

சரியான அணுஎடை = சமான எடை × சரியான இணைதிறன்.

மாதிரிக் கணக்கு 1 : ஓர் உலோக ஆக்ஸைடில் 79·9% உலோகம் இருக்கின்றது. அவ்வுலோகத்தின் சுயவெப்பம் $3{\cdot}92 \times 10^2$ Jkg^{-1} K^{-1}. உலோகத்தின் சரியான அணுஎடையைக் கணக்கிடுக.

(i) **தோராயமான அணு எடையைக் கணக்கிடல் :**

டியுலாங்-பெட்டிட் விதிப்படி

அணுஎடை × சுயவெப்பம் = $2{\cdot}68 \times 10^4$ Jkg^{-1} K^{-1}

$$\text{தோராயமான அணுஎடை} = \frac{2{\cdot}68 \times 10^4}{3{\cdot}92 \times 10^2} = 68{\cdot}36$$

(ii) **சமான எடையைக் கணக்கிடல் :**

உலோக ஆக்ஸைடின் எடை = 100

அதிலுள்ள உலோகத்தின் எடை = 79·9

∴ ஆக்ஸிஜனின் எடை = 20·1

20·1 பங்கு எடை ஆக்ஸிஜன் 79·9 பங்கு எடை உலோகத்துடன் இணைந்துள்ளது.

8 பங்கு எடை ஆக்ஸிஜன் இணைந்துள்ள உலோகத்தின் எடை

$$= \frac{79{\cdot}9}{20{\cdot}1} \times 8 = 31{\cdot}79$$

உலோகத்தின் சமான எடை = 31·79

(iii) **தோராயமான இணைதிறனை கணக்கிடல் :**

அணுஎடை = சமான எடை × இணைதிறன்

$$\text{தோராயமான இணைதிறன்} = \frac{68{\cdot}36}{31{\cdot}79} = 2{\cdot}151$$

(iv) **துல்லியமான அணு எடையைக் கணக்கிடல்:**

சரியான இணைதிறன் = 2

சரியான அணுஎடை = 31·79 × 2 = 63·58.

மாதிரிக் கணக்கு 2 : 1கி. எடையுள்ள ஓர் உலோகம் 1·328கி. உலோக குளோரைடை அளித்தது. உலோகத்தின் சுயவெப்பம் $2{\cdot}339 \times 10^2$ Jkg^{-1} K^{-1}. அவ்வுலோகத்தின் சரியான அணு எடையைக் கணக்கிடுக.

உலோக குளோரைடின் எடை $=1{\cdot}328$கி.
உலோகத்தின் எடை $=1{\cdot}000$கி.
உலோகத்துடன் கூடியுள்ள குளோரினின் எடை $=0{\cdot}328$கி.
$0{\cdot}328$கி. குளோரினுடன் கூடும் உலோகத்தின் எடை $= 1$கி.
$35{\cdot}46$கி. குளோரினுடன் கூடும் உலோகத்தின் எடை

$$= \frac{1}{0{\cdot}328} \times 35{\cdot}46$$

$$=108{\cdot}1$$

உலோகத்தின் சமான எடை $=108{\cdot}1$

அணுஎடை $\times$ சுயவெப்பம் $=2{\cdot}68\times10^4$

தோராயமான அணுஎடை $= \dfrac{2{\cdot}68\times10^4}{2{\cdot}339\times10^2} = 114{\cdot}6$

$$\text{தோராயமான இணைதிறன்} = \frac{\text{அணுஎடை}}{\text{சமான எடை}} = \frac{114{\cdot}6}{108{\cdot}1} = 1{\cdot}059$$

இணைதிறனின் தோராய மதிப்பு $=1{\cdot}059$
சரியான இணைதிறன் $=1$
சரியான் அணுஎடை $=108{\cdot}1\times1$
$=108{\cdot}1$

மாதிரிக் கணக்கு 3 : $0{\cdot}702$கி. எடையுள்ள காட்மியம் நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் முற்றிலும் கரைந்து $1{\cdot}4\times10^{-4}$ மீ^{3} ஹைட்ரஜன் வாயுவை தி.வெ.அ. நிலையில் வெளி யேற்றியது. அவ்வுலோகத்தின் சுயவெப்பம் $2{\cdot}10\times10^2$ $\mathrm{Jkg^{-} K^{-1}}$. உலோகத்தின் சமான எடையையும் சரியான அணுஎடையையும் கணக்கிடுக.

தி.வெ.அ. நிலையில் $1{\cdot}4\times10^{-4}$ மீ^{3} ஹைட்ரஜனை $0{\cdot}702$ கி. உலோகம் வெளியேற்றியது.

தி.வெ.அ. நிலையில் $1{\cdot}12\times10^{-2}$ மீ^{3} ஹைட்ரஜனை

வெளியேற்றும் உலோகத்தின் எடை $= \dfrac{1{\cdot}12\times10^{-2}}{1{\cdot}4\times10^{-4}} \times 0{\cdot}702$

$$= 56{\cdot}15$$

உலோகத்தின் சமான எடை $= 56{\cdot}15$

அணுஎடை $\times$ சுயவெப்பம் $= 2{\cdot}68\times10^4$

தோராயமான அணுஎடை $= \dfrac{2{\cdot}68\times10^4}{2{\cdot}10\times10^2} = 127{\cdot}7$

$$\text{இணைதிறன்} = \frac{\text{அணு எடை}}{\text{சமான எடை}}$$

$$\text{இணைதிறனின் தோராய மதிப்பு} = \frac{127 \cdot 7}{56 \cdot 15} = 2 \cdot 274$$

சரியான இணைதிறன் = 2

துல்லியமான அணுஎடை = $56 \cdot 15 \times 2 = 112 \cdot 30$

உலோகத்தின் சமான எடை = $56 \cdot 15$

உலோகத்தின் துல்லியமான அணுஎடை = $112 \cdot 3$

அணுக்களும் மூலக்கூறுகளும்: பொருள்களில் அமைந்துள்ள முடிவான துகள்கள் இருவகைப்படும். ஒன்று தனித்தியங்கும் தன்மையற்றது. ஆனால் வேதிவினைகளில் பங்கேற்கும். இத்துகளையே **அணு** என்கிறோம். தனித்தியங்கவல்ல மற்றொரு வகை துகளோ பல அணுக்களால் ஆக்கப்பட்டது. ஒரு தனிமத்தின் இவ்வகை துகளில் ஒன்றோ அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட தனிம அணுக்களோ இருக்கும். ஒரு சேர்மத்திலுள்ள இவ்வகை துகளில் அச்சேர்மத்திலுள்ள எல்லாத் தனிமங்களின் ஒன்றோ அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட அணுக்களோ இருக்கும். இவ்வகை துகளுக்கு அவகாட்ரோ, **மூலக்கூறு** என்ற பெயரை அளித்தார். 1811-ம் ஆண்டில் **அமிடியோ அவகாட்ரோ** என்ற இத்தாலி நாட்டு அறிவியலார் தம் கற்பிதக் கொள்கையை வெளியிட்டார்.

அவகாட்ரோ கற்பிதக் கொள்கை: 'ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலையில் சம கன அளவுகளைக் கொண்ட எல்லா வாயுக்களிலுமுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை சமமாக இருக்கும்.' ஹைட்ரஜனும், குளோரினும் கூடும் வினையை அவகாட்ரோ கொள்கையை ஒட்டி நன்கு விளக்கலாம்.

1 கன அளவு ஹைட்ரஜன் + 1 கன அளவு குளோரின் → 2 கன அளவு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

1 கன அளவில் n மூலக்கூறுகள் இருப்பதாகக் கொள்வோம்.

n ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகள் + n குளோரின் மூலக்கூறுகள் → 2n ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறுகள்

1 ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு + 1 குளோரின் மூலக்கூறு → 2 ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறு.

$\frac{1}{2}$ ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு + $\frac{1}{2}$ குளோரின் மூலக்கூறு → 1 ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறு.

மூலக்கூறுகள் ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட அணுக்களையும் கொண்டிருக்கலாம். எனவே, இம்முடிவு கே-லூசாக்கின் விதிக்கும், டால்டனின் அணுக்கொள்கைக்கும் முரண்பாடானதாக இல்லை.

அவகாட்ரோ கொள்கையின் பயன்கள்

இக்கொள்கை கே-லூசாக்கின் வாயு கன அளவு விதியை நன்கு விளக்குகின்றது. மேலும் இது கீழ்க்காண்பவற்றை தீர்மானிக்கத் துணை செய்கிறது.

1 தனிம அணுக்களின் அணுக்கட்டு எண்ணை நிர்ணயித்தல்

ஒரு தனிம மூலக்கூறிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை அதன் அணுக்கட்டு எண் எனப்படும். மேற்கூறிய எடுத்துக்காட்டில்

1 ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு + 1 குளோரின் மூலக்கூறு →
2 ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறு.

1 ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறு குறைந்த பட்சம் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணு, ஒரு குளோரின் அணு ஆகியவற்றால் ஆக்கப்பட்டிருத்தல்வேண்டும். எனவே இரண்டு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக் கூறுகளில் குறைந்த அளவு இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும், இரண்டு குளோரின் அணுக்களும் இருத்தல் வேண்டும். இவ்விரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறிலிருந்தே பெறப்பட்டவை. அதே போல் இரு குளோரின் அணுக்களும் ஒரு குளோரின் மூலக்கூறிலிருந்து கிடைக்கப்பெற்றவை. எனவே ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறில் 2 ஹைட்ரஜன் அணுக்களும், ஒரு குளோரின் மூலக்கூறில் இரண்டு குளோரின் அணுக்களும் உள்ளன. ஆகவே ஹைட்ரஜன், குளோரின் ஆகிய வாயுக்களின் அணுக்கட்டு எண் 2 ஆகும்.

வாயு நிலையிலுள்ள பல தனிமங்களின் அணுக்கட்டு எண் 2 ஆகும். உதாரணம்: ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன், குளோரின், நைட்ரஜன் போன்றவை. சோடியம், பொட்டாசியம், இரும்பு போன்ற உலோகங்களின் அணுக்கட்டு எண் ஒன்று ஆகும்.

மூலக்கூறு எடை = அணுஎடை × அணுக்கட்டு எண்

இத்தொடர்பிலிருந்து தனிமங்களின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடலாம். ஆக்ஸிஜன் போன்ற ஈரணு வாயுக்களின் மூலக்கூறு எடை அதன் அணு எடையைப் போன்று இருமடங்கு ஆகும். (உ-ம்) ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு எடை = $1{\cdot}008 \times 2 = 2{\cdot}016$.

2. மூலக்கூறு எடையும் ஆவி அடர்த்தியும்

அவகாட்ரோ கொள்கையை ஒட்டி மூலக்கூறு எடைக்கும், ஆவி அடர்த்திக்குமுள்ள ஒரு தொடர்பினை வருவிக்கலாம். ஒரு வாயுவின் அடர்த்தி என்பது இரு வகைப்படும். (i) அதன் தனிப் பட்ட சார்பிலா அடர்த்தி (absolute density). இது திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் ஒரு கன மீட்டர் வாயுவின் எடையை கிலோ கிராம் என்ற அலகில் குறிப்பிடுவதாகும் (kgm^{-3}). (ii) அதன் ஒப்படர்த்தி (relative density). ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலையில் குறிப்பிட்ட கன அளவுள்ள வாயு அதே கன அளவுள்ள ஹைட்ரஜன் வாயுவைப்போல் எத்தனை மடங்கு கனமாயுள்ளது என்பதைக் குறிப்பிடும் எண் ஆகும். வாயுவின் சார்பிலா தனிப்பட்ட அடர்த்தி எடை அலகிலும், ஒப்படர்த்தி ஓர் எண்ணாகவும் குறிப்பிடப்படுகின்றது.

சாதாரண வெப்ப நிலையில் திண்ம, திரவ நிலையிலுள்ள சேர மங்களைச் சற்று அதிக வெப்பநிலையில் ஆவியாக மாற்றலாம். இவ் வகை சேர்மங்களின் ஒப்பு அடர்த்தியையும் வாயுக்களின் ஒப்பு அடர்த்தியைப் போல் எளிதில் நிர்ணயிக்கலாம். இவ்வாறு ஒரு சேர்மத்தை ஆவியாக்கி நிர்ணயிக்கும் ஒப்படர்த்தியை ஆவி அடர்த்தி என்கிறோம்.

ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலையில்

$$\text{ஆவி அடர்த்தி} = \frac{\text{குறிப்பிட்ட கன அளவுள்ள வாயுவின் எடை}}{\text{அதே கன அளவுள்ள ஹைட்ரஜனின் எடை}}$$

வாயுவின் குறிப்பிட்ட கன அளவில் 'n' வாயு மூலக்கூறுகள் இருப்பதாகக் கொள்வோம்.

$$\text{ஆவி அடர்த்தி} = \frac{\text{வாயுவின் 'n' மூலக்கூறுகளின் எடை}}{\text{'n' ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகளின் எடை}}$$

$$\text{ஆவி அடர்த்தி} = \frac{\text{வாயுவின் 1 மூலக்கூறின் எடை}}{\text{1 ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறின் எடை}}$$

$$\text{ஆவி அடர்த்தி} = \frac{\text{வாயுவின் மூலக்கூறு எடை}}{\text{ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு எடை}}$$

ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு எடை = அதன் அணு எடை × 2

$= 1{\cdot}008 \times 2 = 2{\cdot}016$

இதை 2 எனக் கொள்வோம்.

$$\text{ஆவி அடர்த்தி} = \frac{\text{வாயுவின் மூலக்கூறு எடை}}{2}$$

மூலக்கூறு எடை = ஆவி அடர்த்தி × 2

3. கிராம் மூலக்கூறு கனஅளவு

அவகாட்ரோ கொள்கையின் முக்கியப் பயன் கிராம் மூலக்கூறு கன அளவின் மதிப்பை வருவித்தல் ஆகும். திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் ஹைட்ரஜனின் அடர்த்தி $0{\cdot}08987 \text{ kg m}^{-3}$; தி. வெ. அ. நிலையில் $0{\cdot}0899$ kg ஹைட்ரஜன் வாயுவின் கன அளவு 1m^3 ஆகும். $2{\cdot}016 \times 10^{-3}$ kg எடையுள்ள ஹைட்ரஜன் வாயுவின் கன அளவு

$$= \frac{1}{0{\cdot}0899} \times 2{\cdot}016 \times 10^{-3} = 2.243 = 10^{-3}\text{m}^3$$

இங்கு $2{\cdot}016 \times 10^{-3}$ என்பது ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு எடையை கிலோ கிராமில் குறிப்பிடுகிறது.

$$\text{ஆவி அடர்த்தி} = \frac{\text{குறிப்பிட்ட கன அளவுள்ள வாயுவின் எடை}}{\text{அதே கன அளவுள்ள ஹைட்ரஜனின் எடை}}$$

இக்குறிப்பிட்ட கன அளவை திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் $2{\cdot}24 \times 10^{-2} \text{ m}^3$ எனக் கொள்வோம்.

ஆவி அடர்த்தி

$$= \frac{\text{தி. வெ. அ. நிலையில் } 2{\cdot}24 \times 10^{-2}\text{m}^3 \text{ வாயுவின் எடை}}{\text{தி. வெ. அ. நிலையில் } 2{\cdot}24 \times 10^{-2}\text{m}^3 \text{ ஹைட்ரஜனின் எடை}}$$

தி.வெ.அ. நிலையில் $2{\cdot}24 \times 10^{-2}\text{m}^3$ ஹைட்ரஜனின் எடை 2 ஆகும்.

∴ ஆவி அடர்த்தி

$$= \frac{\text{தி. வெ. அ. நிலையில் } 2{\cdot}24 \times 10^{-2}\text{m}^3 \text{ வாயுவின் எடை}}{2}$$

∴ திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் $2{\cdot}24 \times 10^{-2}\text{m}^3$ வாயுவின் எடை = 2 × ஆவி அடர்த்தி.

மூலக்கூறு எடை = 2 × ஆவி அடர்த்தி

எனவே திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் $2{\cdot}24 \times 10^{-2}\text{m}^3$ வாயுவின் எடை அவ்வாயுவின் மூலக்கூறு எடைக்குச் சமம். திட்ட வெப்ப அழுத்தத்தில் 1 கிராம் மூலக்கூறு எடையுள்ள வாயு ஆக்ரமிக்கும் கன அளவு $2{\cdot}24 \times 10^{-2}$ மீ^{3} ஆகும். இக்கன அளவு கிராம் மூலக் கூறு கனஅளவு எனப்படும்.

4. வாயுக்களின் அடர்த்தியைக் கணக்கிடல்

எடுத்துக்காட்டாக ஆக்ஸிஜனின் அடர்த்தியைக் கீழ்க்காணுமாறு கணக்கிடலாம்.

$$\text{அடர்த்தி} = \frac{\text{எடை (கி. கிராமில்)}}{\text{கன அளவு, (மீ}^3)}$$

திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் $2{\cdot}24 \times 10^{-2}$ மீ³ ஆக்ஸிஜனின் எடை அதன் மூலக்கூறு எடைக்குச் சமம். ஆக்ஸிஜனின் மூலக்கூறு எடை 32 கி. இதனை கிலோகிராமில் குறிப்பிட்டால் 32×10^{-3}kg.

$$\text{அடர்த்தி} = \frac{32 \times 10^{-3}}{2{\cdot}24 \times 10^{-2}} = 1{\cdot}429 \text{ kg m}^{-3}$$

∴ ஆக்ஸிஜனின் அடர்த்தி = $1{\cdot}429$ kg m^{-3} (தி.வெ.அ. நிலையில்)

மாதிரிக் கணக்கு 4 : திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் மீத்தேனின் அடர்த்தி $0{\cdot}717$ kg m^{-3}. மீத்தேனின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடு.

தி.வெ.அ. நிலையில் 1 m^3 மீத்தேனின் எடை = $0{\cdot}717$ kg.

தி.வெ.அ. நிலையில் $2{\cdot}24 \times 10^{-2}m^3$ மீத்தேனின் எடை

$$= 0{\cdot}717 \times 2{\cdot}24 \times 10^{-2} \text{ kg.}$$
$$= 1{\cdot}606 \times 10^{-2} \text{ kg.}$$

மீத்தேனின் கிராம் மூலக்கூறு எடை $= 1{\cdot}606 \times 10^{-2} \times 1000$

$$= 16{\cdot}06 \text{ கி.}$$

மாதிரிக் கணக்கு 5 : $2{\cdot}45$ கிலோகிராம் பொட்டாசியம் குளோரேட்டை நன்கு வெப்பப்படுத்துவதால் கிடைக்கும் ஆக்ஸிஜனின் கன அளவை திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் கணக்கிடுக.

$$2\,KClO_3 \longrightarrow 2\,KCl + 3O_2 \uparrow.$$

245   96

245 கி. பொட்டாசியம் குளோரேட் வெப்பத்தால் சிதைவுற்று 96 கி. ஆக்ஸிஜனை அளிக்கிறது.

$2{\cdot}45 \times 10^3$ கி. பொட்டாசியம் குளோரேட் தரும் ஆக்ஸிஜனின்

$$\text{எடை} = \frac{2{\cdot}45 \times 10^3 \times 96}{245} = 960 \text{ கி.}$$

திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் 32 கி. ஆக்ஸிஜனின் கன அளவு

$$= 2{\cdot}24 \times 10^{-2} \text{ மீ}^3$$

திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் 960 கி. ஆக்ஸிஜனின் கன அளவு

$$= \frac{2{\cdot}24 \times 10^{-2} \times 960}{32} = 6{\cdot}72 \times 10^{-1} \text{ மீ}^3$$

அவகாட்ரோ எண்

எந்த வாயுவாக இருப்பினும் அதன் கிராம் மூலக்கூறு எடை அல்லது மோல் ஆக்கிரமிக்கும் கன அளவு திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் $2{\cdot}24 \times 10^{-2}$ மீ³ ஆகும். $2{\cdot}24 \times 10^{-2}$ மீ³ ஐ கிராம்

மூலக்கூறு கன அளவு என்கிறோம். எனவே எந்த வாயுவாக இருப்பினும் திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் அதன் கிராம் மூலக்கூறு கன அளவில் அடங்கியுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை மாறாத எண்ணாக இருத்தல் வேண்டும். அதாவது, ஒரு வாயுவின் கிராம் மூலக்கூறு எடை அல்லது மோலிலுள்ள தனிப்பட்ட மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை ஒரு மாறாத எண்ணாகும். இம்மாறாத எண் அவகாட்ரோ எண் எனப்படும்.

வரையறை : அவகாட்ரோ எண் என்பது ஒரு தனிமத்தின் அல்லது ஒரு சேர்மத்தின் கிராம் மூலக்கூறு எடை அல்லது ஒரு மோலிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை அல்லது தனிமத்தின் கிராம் அணு எடையிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை ஆகும் அவகாட்ரோ எண்ணின் மதிப்பு $6 \cdot 023 \times 10^{23}$ ஆகும்.

எடுத்துக்காட்டு : கார்பன் டைஆக்ஸைடின் கிராம் மூலக்கூறு எடை 44 கி.

44 கி. கார்பன் டைஆக்ஸைடிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை $6 \cdot 023 \times 10^{23}$.

1·008 கி. ஹைட்ரஜனில் அடங்கியுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை $6 \cdot 023 \times 10^{23}$.

$2 \cdot 24 \times 10^{-2}$ மீ^{3} கன அளவுள்ள கார்பன் டைஆக்ஸைடில் திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் $6 \cdot 023 \times 10^{23}$ மூலக்கூறுகள் உள்ளன.

மாதிரிக் கணக்கு 6 : ஒரு கிலோ கிராம் வெள்ளியிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக.

வெள்ளியின் கிராம் அணுஎடை = 107·9 கி.

இதை கிலோகிராமிற்கு மாற்றினால் $107 \cdot 9 \times 10^{-3}$ கி. கி.

அவகாட்ரோ எண் $= 6 \cdot 023 \times 10^{23}$.

$107 \cdot 9 \times 10^{-3}$ கி.கி. வெள்ளியில் அடங்கியுள்ள வெள்ளி அணுக்களின் எண்ணிக்கை $6 \cdot 023 \times 10^{23}$ ஆகும்.

ஒரு கிலோகிராம் வெள்ளியிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை

$$= \frac{6 \cdot 023 \times 10^{23}}{107 \cdot 9 \times 10^{-3}} = 5 \cdot 584 \times 10^{24}$$

மாதிரிக் கணக்கு 7 : ஒரு கிராம் தங்கத்திலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக.

தங்கத்தின் கிராம் அணுஎடை = 197 கி.

197 கி. தங்கத்தில் $6{\cdot}023 \times 10^{23}$ தங்க அணுக்கள் உள்ளன.

1 கி. தங்கத்தில் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை

$$= \frac{6{\cdot}023 \times 10^{23}}{197} \times 1 = 0{\cdot}03057 \times 10^{23}$$

மாதிரிக் கணக்கு 8 : 11 கி. கார்பன் டைஆக்ஸைடிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக.

கார்பன் டைஆக்ஸைடின் கி. மூலக்கூறு எடை = 44 கி.

அவகாட்ரோ எண் = $6{\cdot}023 \times 10^{23}$

44 கி. கார்பன் டைஆக்ஸைடிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை = $6{\cdot}023 \times 10^{23}$

11 கி. கார்பன் டைஆக்ஸைடிலுள்ள மூலக்கூறுகளின்

$$\text{எண்ணிக்கை} = \frac{6{\cdot}023 \times 10^{23}}{44} \times 11$$

$$= 1{\cdot}506 \times 10^{23}$$

மாதிரிக் கணக்கு 9 : (a) ஒரு வெள்ளி அணு (b) ஒரு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறு இவற்றின் எடைகளைக் கணக்கிடுக.

(a) வெள்ளியின் அணுஎடை = 107·9

அவகாட்ரோ எண் = $6{\cdot}023 \times 10^{23}$

∴ $6{\cdot}023 \times 10^{23}$ வெள்ளி அணுக்களின் எடை = 107·9 கி.

$$\text{ஒரு வெள்ளி அணுவின் எடை} = \frac{107{\cdot}9}{6{\cdot}023 \times 10^{23}} \times 1$$

$$= \frac{107{\cdot}9}{6{\cdot}023} \times 10^{-23}$$

$$= 17{\cdot}92 \times 10^{-23}$$

ஒரு வெள்ளி அணுவின் எடை = $1{\cdot}792 \times 10^{-22}$ கி.

(b) ஹைட்ரஜன் குளோரைடின் கிராம் மூலக்கூறு எடை = 36·47 கி.

$6{\cdot}023 \times 10^{23}$ ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக் கூறுகளின் எடை = 36·47 கி.

ஒரு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறின் எடை

$$= \frac{36{\cdot}47}{6{\cdot}023 \times 10^{23}} \times 1$$

$$= \frac{36{\cdot}47}{6{\cdot}023} \times 10^{-23}$$

$$= 6{\cdot}053 \times 10^{-23} \text{ கி.}$$

ஒரு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறின் எடை
$= 6{\cdot}053 \times 10^{-23}$ கி.

மாதிரிக் கணக்கு 10 : திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் $5{\cdot}6 \times 10^{-3}$ மீ^{3} ஆக்ஸிஜன் வாயுவில் எத்தனை மூலக்கூறுகள் இருக்கும்?

கிராம் மூலக்கூறு கன அளவு $= 2{\cdot}24 \times 10^{-2}$ மீ^{3}

அவகாட்ரோ எண் $= 6{\cdot}023 \times 10^{23}$

தி.வெ.அ. நிலையில் $2{\cdot}24 \times 10^{-2}$ மீ^{3} ஆக்ஸிஜனில் $6{\cdot}023 \times 10^{23}$ மூலக்கூறுகள் உள்ளன.

தி. வெ. அ. நிலையில் $5{\cdot}6 \times 10^{-3}$ மீ^{3} ஆக்ஸிஜனில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை

$$= \frac{5{\cdot}6 \times 10^{-3}}{2{\cdot}24 \times 10^{-2}} \times 6{\cdot}023 \times 10^{23}$$

$$= 1{\cdot}506 \times 10^{23}$$

மோல் என்பதன் பொதுக் கருத்து

வேதிவினைகள் அணுக்கள், மூலக்கூறுகள், அயனிகள் ஆகிய பலதிறப்பட்ட துகள்களிடையே நிகழ்கின்றன. மேலே கூறப் பட்ட ஒவ்வொரு துகளும் அவை ஒவ்வொன்றிற்கும் உரிய ஒப்பு எடையைப் பெற்றுள்ளது. பலவகைப்பட்ட துகள்களைக் கொண்ட பொருளின் அளவிற்கும் அதன் எடைக்கும் உள்ள தொடர்பினை எடுத்துக்காட்டவல்ல பொதுவான ஓர் அலகு இருத்தல் வேண் டும். பொருளின் அளவைப்பற்றிய தனிப்பட்ட அடிப்படை அலகு **மோல்** எனப்படும். இதற்குரிய குறியீடு 'n' ஆகும்.

வரையறை : மோல் என்பது 12 கிராம் கார்பனில் (^{12}C) எவ்வளவு அணுக்கள் அடங்கியுள்ளனவோ அதே எண்ணிக்கை யுள்ள அடிப்படை துகள்களைக் கொண்ட பொருளின் அளவைக் குறிப்பதாகும். ஒரு பொருளிலுள்ள இத்துகள்களின் எண்ணிக் கையை அவகாட்ரோ எண் என்கிறோம். ஒரு பொருளின் மோல் என்பது மூலக்கூறுகள், அணுக்கள், அயனிகள் ஆகிய எவ்வகை துகளையும் கொண்டிருக்கலாம் ஆனால் அத்துகள் யாது என் பதைக் குறிப்பிடுதல் வேண்டும். எடுத்துக்காட்டாக

ஒரு மோல் வெள்ளி அணுக்களின் எடை	=	107·9 கி.
ஒரு மோல் ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகளின் எடை	=	2·016 கி.
ஒரு மோல் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எடை	=	1·008 கி.
1 மோல் சல்பேட் அயனிகளின் எடை	=	96·06 கி.

மோல் என்ற கருத்து வேதிக் கணக்கீடுகளில் பெரிதும் பயன் படுகின்றது. உதாரணமாக

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\,H\,Cl$$

என்ற வேதிவினையில் ஒருமோல் ஹைட்ரஜனும் ஒருமோல் குளோரினும் கூடி 2 மோல் ஹைட்ரஜன் குளோரைடை அளிக்கின்றன. இவற்றிற்குரிய எடைகளைப் பதிலீடு செய்தால் 2 கி. ஹைட்ரஜனும் 71 கி. குளோரினும் கூடி 73 கி. ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவை அளிக்கிறது என்று அறியலாம். இவ்வாறு சமன்பாடுகளை எழுதி சில வேதிவினைகளில் தோன்றும் விளைபொருள்களின் எடையையும், எடையினின்று வாயுநிலையிலுள்ள விளைபொருளின் கன அளவையும் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு 11 : கீழே கொடுக்கப்பட்டவற்றிலுள்ள மோல்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக.

(அ) 4 கி. மீத்தேன்

(ஆ) 50 கி. கால்சியம் கார்பனேட்

(இ) 10 கி. நீர்

(அ) மீத்தேனின் மூலக்கூறு வாய்பாடு $= CH_4$

மீத்தேனின் கிராம் மூலக்கூறு எடை $= 12 + 4 = 16$ கி.

மோல்களின் எண்ணிக்கை

$$= \frac{\text{மீத்தேனின் எடை (கிராமில்)}}{\text{மீத்தேனின் கிராம் மூலக்கூறு எடை}} = \frac{4}{16}$$

$$= 0{\cdot}25 \text{ மோல்}$$

(ஆ) கால்சியம் கார்பனேட்டின் மூலக்கூறு எடை

$$= 40 + 12 + 48 = 100.$$

மோல்களின் எண்ணிக்கை

$$= \frac{\text{கால்சியம் கார்பனேட்டின் எடை (கிராமில்)}}{\text{கால்சியம் கார்பனேட்டின் கிராம் மூலக்கூறு எடை}}$$

$$= \frac{50}{100} = 0{\cdot}5 \text{ மோல்}$$

(இ) நீரின் மூலக்கூறு எடை $= 18$.

மோல்களின் எண்ணிக்கை

$$= \frac{\text{நீரின் எடை (கிராமில்)}}{\text{நீரின் கிராம் மூலக்கூறு எடை}} = \frac{10}{18} = 0{\cdot}55 \text{ மோல்}$$

மாதிரிக் கணக்கு 12 : கீழே கொடுக்கப்பட்டவற்றுள் எப்பொருள் அதிக எடையைப் பெற்றிருக்கும் என்று தக்க காரணத்துடன் கூறுக.

(அ) 0·5 மோல் நீர்

(ஆ) திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில்
$1{\cdot}12 \times 10^{-2}$ மீ³ ஆக்ஸிஜன்

(இ) தி. வெ. அ. நிலையில் $2 \cdot 24 \times 10^{-8}$ மீ^{8} அம்மோனியா

(ஈ) 0·1 மோல் வெள்ளி

(உ) தி. வெ. அ. நிலையில் $5 \cdot 6 \times 10^{-8}$ மீ^{3} கந்தக டிரை ஆக்சைடு.

(அ) நீரின் கிராம் மூலக்கூறு எடை = 18 கி.

0·5 மோல் நீரின் எடை $= 18 \times 0 \cdot 5 = 9$ கி.

(ஆ) திட்ட வெப்ப அழுத்தத்தில் $2 \cdot 24 \times 10^{-3}$ மீ^{3} ஆக்ஸிஜனின் எடை = 32

திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் $1 \cdot 12 \times 10^{-2}$ மீ^{8} ஆக்ஸிஜனின் எடை

$$= \frac{32}{2 \cdot 24 \times 10^{-2}} \times 1 \cdot 12 \times 10^{-2} = 16 \text{ கி.}$$

(இ) அம்மோனியாவின் கிராம் மூலக்கூறு எடை = 17 கி.

தி. வெ. அ. நிலையில் $2 \cdot 24 \times 10^{-2}$ மீ^{3} கன அளவுள்ள அம்மோனியாவின் எடை = 17 கி.

(ஈ) ஒரு மோல் வெள்ளி எடை = 107·9

$$0 \cdot 1 \text{ மோல் வெள்ளி எடை} = \frac{107 \cdot 9}{1} \times 0 \cdot 1 = 10 \cdot 79 \text{ கி.}$$

(உ) கந்தக டிரைஆக்சைடின் கிராம் மூலக்கூறு எடை = 80 கி.

தி. வெ. அ. நிலையில் $2 \cdot 24 \times 10^{-2}$ மீ^{3} சல்ஃபர் டிரை ஆக்சைடின் எடை = 80

தி. வெ. அ. நிலையில் $5 \cdot 6 \times 10^{-3}$ மீ^{3} சல்ஃபர் டிரை ஆக்சைடின் எடை

$$= \frac{80}{2 \cdot 24 \times 10^{-2}} \times 5 \cdot 6 \times 10^{-3} = 20 \text{ கி.}$$

திட்ட வெப்ப அழுத்தத்தில் $5 \cdot 6 \times 10^{-3}$ மீ^{3} கன அளவுள்ள கந்தக டிரைஆக்சைடின் எடை அதிகம்.

மாதிரிக் கணக்கு 13 : கால்சியம் கார்பனேட்டின் சதவிகித இயைபைக் கணக்கிடுக. 90% சுத்தமான கால்சியம் கார்பனேட்டைக் கொண்ட 50 கிலோகிராம் எடையுள்ள சுண்ணாம்புக் கல்லிலிருந்து கிடைக்கும் கார்பன் டை ஆக்சைடின் எடையைக் கணக்கிடுக.

கால்சியம் கார்பனேட்டின் மூலக்கூறு எடை

$$= 40 + 12 + 48 = 100.$$

சதவிகித இயைபு :

$$\text{கால்சியம்} = \frac{40}{100} = 40\%$$

$$\text{கார்பன்} = \frac{12}{100} = 12\%$$

$$\text{ஆக்ஸிஜன்} = \frac{48}{100} = 48\%$$

கால்சியம் கார்பனேட் வெப்பத்தால் சிதைவுற்று கால்சியம் ஆக்ஸைடையும் கார்பன் டைஆக்ஸைடையும் அளிக்கிறது.

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2 \uparrow$$

$$100 \qquad\qquad 56 \qquad 44$$

100 கால்சியம் கார்பனேட் 44 கி. கார்பன் டை ஆக்ஸைடை அளிக்கிறது.

100 கி.கி. கால்சியம் கார்பனேட் 44 கி.கி. கார்பன் டைஆக்ஸைடைக் கொடுக்கும்.

∴ 50 கி.கி. கால்சியம் கார்பனேட் தரும் கார்பன் டைஆக்ஸைடின் எடை

$$= \frac{44}{100} \times 50 = 22 \text{ கி.கி.}$$

கொடுக்கப்பட்ட சுண்ணாம்புக்கல்லில் 100% சுத்தமான கால்சியம் கார்பனேட் இருந்தால் 22 கி.கி. கார்பன் டைஆக்ஸைடு கிடைக்கும், ஆனால் 90% சுத்தமான கால்சியம் கார்பனேட் இருப்பின் கிடைக்கும் கார்பன் டைஆக்ஸைடின் எடை

$$= \frac{22}{100} \times 90 = 19{\cdot}8 \text{ கி.கி.}$$

மாதிரிக் கணக்கு 14 : தூய்மையாக்கப்படாத சின்னபார் (பாதரச சல்ஃபைடு) தாதுவில் 43·10% பாதரசம் உள்ளது. இத்தாதுவிலுள்ள பாதரசம் சல்ஃபைடின் தூய்மையினை சதவிகிதத்தில் கணக்கிடுக.

பாதரசத்தின் அணுஎடை = 200·6
சல்ஃபைடின் அணு எடை = 32·06
பாதரச சல்ஃபைடின் மூலக்கூறு எடை = 232·66
232·66 கி. பாதரச சல்ஃபைடில் 200·6 கி. பாதரசம் உள்ளது.
100 கி. பாதரச சல்ஃபைடில் உள்ள பாதரசத்தின் எடை

$$= \frac{200{\cdot}6}{232{\cdot}66} \times 100$$

$$= 86{\cdot}2$$

கொடுக்கப்பட்ட சின்னபார் தாதுவில் 86·2% பாதரசம் இருந்தால் தாதுவிலுள்ள பாதரச சல்ஃபைடு 100% தூய்மை யானது. தாதுவில் 43·1% பாதரசம் இருந்தால் சதவிகித தூய்மை

$$= \frac{100}{86\cdot2} \times 43\cdot1 = 50$$

மாதிரிக் கணக்கு 15 : 48·84 கி. நீரேறிய பேரியம் குளோரைடில் ($BaCl_2.2H_2O$) உள்ள பேரியம், குளோரின் இவற்றின் மோல்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக. இதே எடையில் உள்ள படிக நீர் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையையும் கணக்கிடுக.

$BaCl_2.2H_2O$ இதன் மூலக்கூறு எடை

$$= 137\cdot3 + 35\cdot46 + 35\cdot46 + 36 = 244\cdot2.$$

244·2 கி. நீரேறிய பேரியம் குளோரைடு உப்பில் 1 மோல் பேரியம் உள்ளது.

48·84 கி. நீரேறிய பேரியம் குளோரைடில்

$$\frac{48\cdot84}{244\cdot2} \times 1 = 0\cdot2$$ மோல் பேரியம் இருக்கும்.

244·2 கி. நீரேறிய பேரியம் குளோரைடு உப்பில் 2 மோல் குளோரின் அணு உள்ளது. எனவே

48·84 கி. நீரேறிய பேரியம் குளோரைடு உப்பில்

$$= \frac{48\cdot84}{244\cdot2} \times 2 = 0\cdot4$$ மோல் குளோரின் அணு இருக்கும்.

படிக நீரின் மோல்களின் எண்ணிக்கை $= \frac{48\cdot84}{244\cdot2} \times 2$

$= 0\cdot4$ மோல்.

ஒரு மோல் நீரிலுள்ள நீர் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை

$$= 6\cdot023 \times 10^{23}$$

0·4 மோலிலுள்ள நீர் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை

$$= \frac{6\cdot023 \times 10^{23}}{1} \times 0.4$$

$$= 2\cdot4092 \times 10^{23}$$

பேரியத்தின் மோல்களின் எண்ணிக்கை $= 0\cdot2$

குளோரின் அணுவின் மோல்களின் எண்ணிக்கை $= 0\cdot4$

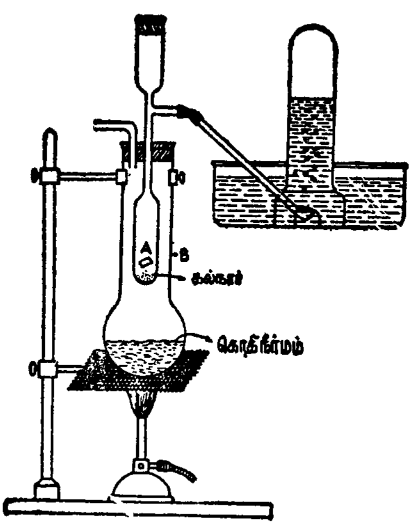
நீர் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை $= 2\cdot409 \times 10^{23}$.

மூலக்கூறு எடையை நிர்ணயித்தல்

விக்டர் மேயர் முறை: இம்முறையில் எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய சேர்மங்களின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடலாம்.

அடிப்படைத் தத்துவம்: எளிதில் ஆவியாகக்கூடிய குறிப்பிட்ட அளவு சேர்மத்தின் எடையைக் கண்டுபிடிக்க, அச்சேர்மத்தை விக்டர் மேயர் உபகரணத்தைப் பயன்படுத்தி முற்றிலும் ஆவியாக்கி, ஆவியால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்ட காற்றின் கன அளவைச் சோதனைச் சாலையின் வெப்ப அழுத்த நிலையில் கண்டுபிடிக்கவேண்டும். இக்கன அளவு சேர்மத்தினின்று வெளிவரும் ஆவியின் கன அளவுக்குச் சமம். தி.வெ.அ. நிலையில் ஆவியின் கன அளவைக் கணக்கிடுதல் வேண்டும். இவற்றிலிருந்து தி.வெ.அ. நிலையில் $2{\cdot}24 \times 10^{-2}$ மீ^{3} ஆவியின் எடையைக் கணக்கிட வேண்டும். இவ்வாறு கணக்கிடும் மதிப்பு சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடையாகும்.

உபகரணத்தின் அமைப்பும் செய்முறையும்: இம்முறையில் பயன்படும் உபகரணம் 'விக்டர் மேயர் உபகரணம்' எனப்படும்.



படம் 1
விக்டர் மேயர் உபகரணம்

இவ்வுபகரணத்தின் அமைப்பு படம் 1-ல் காண்பிக்கப்பட்டுள்ளது. இவ்வுபகரணத்தில் அடிப்பாகத்தில் சற்று பருமனாக உள்ள குழாய்

ஒன்று உள்ளது (A). இக்குழாய் விக்டர் மேயர் குழாய் எனப்படும். இக்குழாயின் மேல் பாகம் காற்றுப் புகாதவாறு நன்கு ஒரு தக்கையால் மூடப்பட்டுள்ளது. இக்குழாயின் மேல் பாகத்தில் ஒரு போக்குக்குழாய் உள்ளது. போக்குக்குழாயின் மறுமுனை தண்ணீர்த் தொட்டியிலுள்ள துளைமேடைக்கு அடியிலுள்ளது. விக்டர் மேயர் குழாயைச் சுற்றிலும் ஒரு வெளிக்கலம் (B) வைக்கப்பட்டுள்ளது. வெளிக்கலத்தில் மூலக்கூறு எடை கண்டுபிடிக்க வேண்டிய சேர் மத்தைக் காட்டிலும் 30 K அதிக கொதிநிலையுடைய திரவம் வைக்கப்பட்டுள்ளது. மூலக்கூறு எடை கண்டுபிடிக்க வேண்டிய சேர்மத்தில் சிறிதளவைத் துல்லியமாக நிறுத்து ஒரு குப்பியில் எடுத்துக் கொள்ளவேண்டும். வெளிக்கலத்திலுள்ள திரவத்தைக் கொதிக்க வைக்கவேண்டும். விக்டர் மேயர் குழாயிலுள்ள காற்று வெப்பத்தால் விரிவடைந்து போக்குக் குழாயின் வழியே சென்று நீரின்மேல் குமிழிகளாக வெளியேறுகிறது. குமிழிகள் வருவது நின்றவுடன் நீர் நிறைந்த அளவுஜாடி ஒன்றைத் துளைமேடை மீது தலைகீழாக வைக்கவேண்டும். எடை தெரிந்த சேர்மம் உள்ள குப்பியை நன்கு வெப்பப்படுத்தப்பட்ட விக்டர் மேயர் குழாயினுள் போட்டு குழாயை உடனே நன்கு மூடிவிட வேண்டும். குழாய் உடையாமல் இருக்க அதன் அடிப்பாகத்தில் சிறிதளவு கல்நார் வைக்கப்பட்டுள்ளது. குப்பி கல்நாரின் மீது பத்திரமாக உடையாமல் விழுகிறது. குப்பியிலுள்ள சேர்மம் ஆவியாக மாறுகிறது. பின் ஆவிக்குச் சமமான கன அளவுள்ள காற்று இடப் பெயர்ச்சி அடைந்து அளவு கோடிட்ட ஜாடியிலுள்ள நீரின் மேல் சேகரிக்கப் படுகிறது. காற்றுக் குமிழிகள் வருவது நின்றவுடன் அளவுஜாடி யின் திறந்த முனையை மூடிக்கொண்டு அதை வெளியே எடுத்து மற்றொரு நீர்த்தொட்டியில் வைக்க வேண்டும். ஜாடியிலுள்ள நீர் மட்டமும், தொட்டியின் நீர்மட்டமும் சமமாகும்படி செய்து, பின் அளவு ஜாடியிலுள்ள காற்றின் கன அளவைக் குறித்துக்கொள்ள வேண்டும். இப்போது அளவு ஜாடியிலுள்ள ஈரமான காற்றின் அழுத்தம் வாயுமண்டல அழுத்தத்திற்குச் சமமாகும்; அறையின் வெப்ப நிலையையும் வாயு மண்டல அழுத்தத்தையும் குறித்துக் கொள்ள வேண்டும்.

கணக்கீடுகள்

எடுத்துக்கொண்ட சேர்மத்தின் எடை = W g.

இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்ட காற்றின் கன அளவு = V m^3.

ஆதலால் சேர்மத்தினின்று வெளிவரும் ஆவியின் கனஅளவு = $V_1 m^3$

அறையின் வெப்ப நிலை = T_1 K

வாயு மண்டல அழுத்தம் = P Nm^{-2}

T, K வெப்ப நிலையில் நீராவியின் அழுத்தம் = P Nm^{-2}

PNm^{-2} என்ற அழுத்தம் காற்று, நீராவி ஆகிய இரண்டின் மொத்த அழுத்தத்திற்குச் சமமாகும்.

உலர்ந்த காற்றின் அழுத்தம் $= P_1 = (P - p)\ Nm^{-2}$

சேர்மத்தினின்று வெளிவரும் ஆவியின் அழுத்தம் $= P_1 Nm^{-2}$

தி. வெ. அ. நிலையில் ஆவியின் கன அளவை $V_0 m^3$ எனக் கொள்வோம்.

திட்ட அழுத்தம் $= 1{\cdot}013 \times 10^5\ Nm^{-2}$

திட்ட வெப்பநிலை $= 273$ K.

வாயு சமன்பாட்டிலிருந்து

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$$

$$\therefore V_0 = \frac{P_1 V_1}{T_1} \times \frac{T_0}{P_0}$$

தி. வெ. அ நிலையில் $V_0 m^3$ கன அளவுள்ள ஆவியின் எடை = W கி.

எனவே தி.வெ.அ. நிலையில் $2{\cdot}24 \times 10^{-2} m^3$ கன அளவுள்ள ஆவியின்

$$\text{எடை} = \frac{W}{V_0} \times 2{\cdot}24 \times 10^{-2}$$

இந்த எடையே சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடையாகும்.

மூலக்கூறு எடை = 2 × ஆவி அடர்த்தி

என்ற தொடர்பிலிருந்து சேர்மத்தின் ஆவி அடர்த்தியைக் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு 16: விக்டர் மேயர் முறையை உபயோகித்து மூலக்கூறு எடையைக் கண்டுபிடிக்கும் ஒரு சோதனையில் எளிதில் ஆவியாகக்கூடிய 0·125 கி. திரவம் $3{\cdot}85 \times 10^{-2}$ மீ^{3} ஈரமான காற்றை 290 K வெப்பநிலையிலும், $1{\cdot}009 \times 10^2 Nm^{-2}$ அழுத்தத்திலும் இடப்பெயர்ச்சி செய்தது. சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடையையும், ஆவி அடர்த்தியையும் கணக்கிடுக. 290 K வெப்ப நிலையில் நீராவியின் அழுத்தம் $1{\cdot}932 \times 10^3$ ஆகும்.

எடுத்துக்கொண்ட சேர்மத்தின் எடை = 0·125 கி.

இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்ட காற்றின் கன அளவு

$$= 3{\cdot}85 \times 10^{-3} \text{ மீ}^3$$

சேர்மத்தின் ஆவியின் கன அளவு $= 3{\cdot}85 \times 10^{-5}$ மீ^{9}

$$\therefore V_1 = 3{\cdot}85 \times 10^{-3}$$

அறையின் வெப்ப நிலை $= T_1 = 290$ K.

சேர்மத்தின் உலர்ந்த ஆவியின்
அழுத்தம் $= 1{\cdot}009 \times 10^5 - 1{\cdot}932 \times 10^3$

$= 1{\cdot}009 \times 10^5 - 0{\cdot}01932 \times 10^3$

$= 0{\cdot}9897 \times 10^3$

$\therefore P_1 = 0{\cdot}9897 \times 10^3$

திட்ட வெப்பநிலை $T_0 = 273\ K$

திட்ட அழுத்தம் $P_0 = 1{\cdot}013 \times 10^5\ Nm^{-2}$

தி. வெ. அ. நிலையில் ஆவியின் கன அளவு V_0 மீ³.

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{P_1V_1}{T_1}$$

$$V_0 = \frac{0{\cdot}9897 \times 10^5 \times 3{\cdot}85 \times 10^{-5}}{290} \times \frac{273}{1{\cdot}013 \times 10^5}$$

$= 3{\cdot}542 \times 10^{-5}$ மீ³

தி. வெ. அ. நிலையில் $3{\cdot}542 \times 10^{-5}$ மீ³ ஆவியின் எடை $= 0.125$ கி.

∴ தி. வெ. அ. நிலையில் $2{\cdot}24 \times 10^{-2}$ மீ³ ஆவியின் எடை

$$= \frac{0{\cdot}125 \times 2{\cdot}24 \times 10^{-2}}{3{\cdot}542 \times 10^{-5}}$$

$= 79{\cdot}05$

சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடை $= 79{\cdot}05$

மூலக்கூறு எடை $= 2 \times$ ஆவி அடர்த்தி

∴ ஆவி அடர்த்தி $= \frac{79{\cdot}05}{2} = 39{\cdot}5$

பயிற்சி

1. கீழே கொடுக்கப்பட்ட ஒவ்வொரு பொருளிலும் உள்ள மூலக் கூறுகளின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக.
   (அ) 5·845 சோடியம் குளோரைடு.
   (ஆ) 88 கி. கார்பன் டை ஆக்சைடு
   (இ) 1 மீ³ அம்மோனியா (திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில்)
   (ஈ) தி. வெ. அ. நிலையில் $1{\cdot}12 \times 10^{-2}\ m^3$ ஆக்ஸிஜன்
   (உ) 1 கிலோ கிராம் நீர்

   [விடை : (அ) $6{\cdot}023 \times 10^{22}$ (ஆ) $1{\cdot}205 \times 10^{24}$
   (இ) $2{\cdot}689 \times 10^{25}$ (ஈ) $3{\cdot}011 \times 10^{23}$
   (உ) $3{\cdot}346 \times 10^{25}$]

2. கீழ்க்கண்டவற்றின் எடைகளைக் கணக்கிடுக.
   (அ) ஒரு ஹைட்ரஜன் அணு (ஆ) ஒரு கார்பன் அணு
   (இ) ஒரு மக்னீசியம் அணு (ஈ) ஒரு தாமிர அணு
   (உ) ஒரு நீர் மூலக்கூறு.

[விடை : (அ) $1{\cdot}673 \times 10^{-24}$ (ஆ) $1{\cdot}993 \times 10^{-23}$
(இ) $4{\cdot}036 \times 10^{-23}$ (ஈ) $1{\cdot}055 \times 10^{-22}$
(உ) $2{\cdot}99 \times 10^{-23}$]

3. படிக மக்னீசியம் சல்பேட்டிலுள்ள ($MgSO_4{\cdot}7H_2O$) படிக நீரின் சதவிகிதத்தைக் கணக்கிடுக. (விடை : 51·17%)

4. 24·95 படிக தாமிர சல்பேட்டில் உள்ள ($CuSO_4{\cdot}5H_2O$) தாமிரம் ஆக்ஸிஜன் இவற்றின் மோல்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக. இதே எடையில் உள்ள படிக நீர் மூலக் கூறுகளின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக.

(விடை : 0·1, 0·4, $3{\cdot}011 \times 10^{23}$)

5. கீழ்க்கண்டவற்றிலுள்ள மோல்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக.
(அ) 20 கி. சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு (ஆ) 85 கி. அம்மோனியா (இ) 11 கி. கார்பன் டை ஆக்ஸைடு (ஈ) 12·25கி. கந்தக அமிலம் (உ) 5·85 கி. சோடியம் குளோரைடு.
[விடை : (அ) 0·5 (ஆ) 5 (இ) 0·25 (ஈ) 0·125 (உ) 0·1]

6. 0.4 மோல் கால்சியம் குளோரைடிலுள்ள
(அ) கால்சியம் குளோரைடின் எடையைக் கணக்கிடுக.
(ஆ) கால்சியத்தின் எடையையும், குளோரினின் எடையையும் கணக்கிடுக.
(இ) கால்சியம் குளோரைடு மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக.
(ஈ) கால்சியம் அணுக்கள், குளோரின் அணுக்கள் ஆகியவற்றின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக.
[விடை : (அ) 44·4 கி. (ஆ) 16·03, 28·36 கி,
(இ) $2{\cdot}41 \times 10^{23}$ (ஈ) $2{\cdot}41 \times 10^{23}$,
$4{\cdot}82 \times 10^{23}$]

7. படிக ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டின் (மோர் உப்பு) சதவிகித இயைபைக் கணக்கிடுக.
(விடை : இரும்பு = 14·24% ஆக்ஸிஜன் = 57·14%,
ஹைட்ரஜன் = 5·10% கந்தகம் = 16·33%,
நைட்ரஜன் = 7·16%)

8. பொட்டாசியம் குளோரேட்டின் ($KClO_3$) சதவீத இயைபைக் கணக்கிடுக. 36·75 kg பொட்டாசியம் குளோரேட்டை வெப்பப்படுத்துவதால் கிடைக்கும் ஆக்ஸிஜனின் எடையைக்

கணக்கிடுக. எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட பொட்டாசியம் குளோரேட் மாதிரியில் 90% தூய பொட்டாசியம் குளோரேட் உள்ளது. (K = 31·1% Cl = 28·96% O = 39.14)

(விடை : 12·96 kg)

9. 85 kg எடையுள்ள தூய்மையாக்கப்படாத வெள்ளி நைட்ரேட்டிலுள்ள வெள்ளியின் எடையை கிலோகிராமில் கணக்கிடுக. இந்த வெள்ளி நைட்ரேட் மாதிரியில் 60% தூய வெள்ளி நைட்ரேட் உள்ளது. (விடை : 32·4 kg)

10. கீழே கொடுக்கப்பட்ட சேர்மங்களில் உள்ள கந்தகத்தின் சத வீதத்தைக் கணக்கிடுக.

(அ) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு (ஆ) கந்தக டைஆக்ஸைடு

(இ) கந்தக டிரைஆக்ஸைடு (ஈ) கந்தக அமிலம்

(விடை : (அ) 94% (ஆ) 50% (இ) 40% (ஈ) 32·65%)

11. கீழே கொடுக்கப்பட்டவற்றுள் எப்பொருளின் எடை அதிகம் என்பதைத் தக்க காரணத்துடன் கூறுக.

(அ) ஒரு மோல் நைட்ரஜன்

(ஆ) திட்ட வெப்ப அழுத்தத்தில் $2·24 \times 10^{-2}$ மீ^{3} ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

(இ) 2 மோல் அம்மோனியா

(ஈ) 10 மோல் நைட்ரஜன்

(உ) தி. வெ. அ. நிலையில் $1·12 \times 10^{-2}$ மீ^{3} கார்பன் டைஆக்ஸைடு.

(விடை : $2·24 \times 10^{-2}$ மீ^{3} ஹைட்ரஜன் குளோரைடு, 36·5 g)

12. திட்ட வெப்ப அழுத்தத்தில் அம்மோனியாவின் அடர்த்தி 0·771 kg m^{-3}. அம்மோனியாவின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக. (விடை : 17·27)

13. (அ) அம்மோனியம் நைட்ரேட், (NH_4NO_3), (ஆ) யூரியா ($NH_2-CO-NH_2$) இவற்றிலுள்ள நைட்ரஜனின் சத வீதத்தைக் கணக்கிடுக.

(விடை : (அ) 35% (ஆ) 46·67%)

14. 100 கி. துததநாகம் நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் முற்றிலும் வினைப்பட்டு வெளிவிடும் ஹைட்ரஜனின் கன அளவை திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் கணக்கிடுக. கொடுக்கப்பட்ட துத்தநாக மாதிரி 95% சுத்தமானது.

(விடை : $3·25 \times 10^{-2}$ மீ^{3})

15. 0·1525 கி. எடையுள்ள எளிதில் ஆவியாகக்கூடிய சேர்மம் $6 \cdot 5 \times 10^{-5}$ m^3 ஈரமான காற்றை 298 K வெப்ப நிலையிலும், $9 \cdot 995 \times 10^4$ Nm^{-2} அமுக்கத்திலும் இடப் பெயர்ச்சி செய்தது. 298 K வெப்ப நிலையில் நீராவியின் அமுக்கம் $3 \cdot 166 \times 10^{-3}$ Nm^{-2} எனின் அச்சேர்மத்தின் ஆவி அடர்த்தியையும், மூலக்கூறு எடையையும் கணக்கிடுக.

(விடை 30, 60·01)

16. மூலக்கூறு எடையை நிர்ணயிக்கும் ஒரு சோதனையில் 0·485 கி. எடையுள்ள சேர்மம் விக்டர்மேயர் குழாயில் ஆவியாக்கப்பட்டது. இச்சோதனையில் நீரின்மேல் சேகரிக்கப்பட்ட காற்றின் கனஅளவு $1 \cdot 051 \times 10^{-4}$ m^{-3} ஆகும். சோதனைச் சாலையின் வெப்ப நிலை 300 K ஆகும். வாயு மண்டல அமுக்கம் $9 \cdot 995 \times 10^4$ Nm^{-2} ஆகும். நீராவியின் அமுக்கம் 300 K வெப்பநிலையில் $4 \cdot 24 \times 10^3$ சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக. (விடை 120·1)

17. மிகச்சுருக்கமாக விடையளிக்க

(1) 0·5 மோல் கந்தக டைஆக்சைடை ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் செய்ய எத்தனை மோல் ஆக்ஸிஜன் தேவை? (விடை 0·25)

(2) 50 கி. கால்சியம் கார்பனேட் எத்தனை மோல்களைக் குறிக்கிறது? (விடை 0·5)

(3) ஒரு மோல் ஆக்ஸிஜனின் எடையைக் கிலோ கிராமில் குறிப்பிடுக (விடை $3 \cdot 2 \times 10^{-2}$ kg)

(4) தி. வெ. அ. நிலையில் $1 \cdot 12 \times 10^{-2}$ m^3 கார்பன் டை ஆக்சைடின் எடையைக் கிராமில் கணக்கிடுக. (விடை 22 கி)

(5) 8 கி மீத்தேன் வாயு தி. வெ. அ. நிலையில் பெற்றிருக்கும் கன அளவைக் கணக்கிடுக. (விடை $1 \cdot 12 \times 10^{-2}$ m^3)

(6) தி. வெ. அ. நிலையில் 2·24 m^3 கன அளவுள்ள கந்தக டைஆக்சைடு வாயுவின் எடையைக் கிலோகிராமில் கணக்கிடுக. (விடை 6·4 kg)

18. கோடிட்ட இடங்களைப் பூர்த்தி செய்க.

(1) மூலக்கூறு எடை = ஆவி அடர்த்தி × ________

(2) தனிமத்தின் மூலக்கூறு எடை = அதன் அணு எடை × ________.

(3) கிராம மூலக்கூறு கன அளவு = ________.

(4) கிராம அணு எடையிலுள்ள தனிப்பட்ட அணுக்களின் எண்ணிக்கை = ________.

(5) 0·25 மோல் தாமிர கார்பனேட் முற்றிலும் சிதைவுறுவதால் கிடைக்கும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் மோல்களின் எண்ணிக்கை ————.

[விடை : (1) 2 (2) அணுக்கட்டு எண்
(3) $2{\cdot}24 \times 10^{-2}m^3$ (4) $6{\cdot}023 \times 10^{23}$ (5) 0·25]

டியுலாங்-பெட்டிட் விதி கணக்குகள்

19. ஓர் உலோக குளோரைடில் 34·43% உலோகம் உள்ளது. அந்த உலோகத்தின் சுய வெப்பம் $4{\cdot}769 \times 10^2$ $Jkg^{-1} K^{-1}$. அந்த உலோகத்தின் சரியான அணு எடையைக் கணக்கிடுக.
(விடை : 55·86)

20. சோதனை மூலம் 1·674 கி. எடையுள்ள ஓர் உலோக ஆக்ஸைடில் 0·12 கி. ஆக்ஸிஜன் இருப்பதாக அறியப்பட்டது. உலோகத்தின் சுயவெப்பம் $1{\cdot}268 \times 10^2$ Jkg^{-1} K^{-1}, உலோகத்தின் தோராயமான அணு எடையையும், சரியான அணு எடையையும் கணக்கிடுக. (விடை : 211·3, 207·2)

21. 0·1634 கி. எடையுள்ள ஓர் உலோகம் நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் முற்றிலும் கரைந்து $5{\cdot}6 \times 10^{-5}$ மீ³ ஹைட்ரஜன் வாயுவை திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் வெளியேற்றியது. உலோகத்தின் சுய வெப்பம் $3{\cdot}932 \times 10^2$ $Jkg^{-1} K^{-1}$. உலோகத்தின் தோராயமான அணு எடையும் சரியான அணு எடையையும் கணக்கிடுக.
(விடை : 68·16, 65·36)

22. காரீய குளோரைடில் 25·5% குளோரின் உள்ளது. காரீயத்தின் சுய வெப்பம் $1{\cdot}297 \times 10^2$ $Jkg^{-1} K^{-1}$. அந்த உலோகத்தின் சரியான அணு எடையைக் கணக்கிடுக. உலோக குளோரைடின் வாய்பாட்டை எழுதுக.
(விடை : 207·2 $PbCl_2$)

23. 1 கி. எடையுள்ள ஓர் உலோக ஆக்ஸைடில் 0·6842 கி. உலோகம் உள்ளது. உலோகத்தின் சுயவெப்பம் $4{\cdot}75 \times 10^2$ $Jkg^{-1} K^{-1}$. உலோகத்தின் சமான எடையையும், சரியான அணு எடையையும் கணக்கிடுக. (விடை : 17·34, 52·02)

24. 0·673 கி. எடையுள்ள ஓர் உலோகம் நீர்த்த கந்தக அமிலத்தில் முற்றிலும் கரைந்து 0·0755 கி. ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றியது. உலோகத்தின் சுயவெப்பம் $9{\cdot}627 \times 10^{20}$ $Jkg^{-1} K^{-1}$ ஆகும். உலோகத்தின் சமான எடையையும், சரியான அணு எடையையும் கணக்கிடுக.
(விடை : 8·982, 26·95)

அத்தியாயம் 2

சமான எடை

முன்னுரை

வேதியியலில் சமான எடைகளைப் பற்றிய கொள்கை மிகப் பழமை வாய்ந்ததொன்றாகும். திட்ட விகித விதிப்படி தனிமங்கள ஒரு குறிப்பிட்ட எடை விகிதத்திலேயே கூடுகின்றன.

$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\,HCl$

1·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைடிரஜன் 35·46 பங்கு எடையுள்ள குளோரினுடன் கூடின் ஹைடிரஜன்குளோரைடு என்ற சேர்மம் உண்டாகின்றது. இவ்வாறே 23 கி. சோடியம் 35·46 கி. குளோரினுடன் கூடின் சோடியம் குளோரைடு கிடைக்கின்றது. 23 கி. சோடியம் 1·008 கி. ஹைடிரஜனுடன் கூடின் சோடியம் ஹைடிரைடு என்ற சேர்மம் தோன்றுகிறது.

$2\,Na + H_2 \rightarrow 2\,NaH$

தண்ணீர் தோன்றுகையில் 1·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைடிரஜனும் 8 பங்கு எடையுள்ள ஆக்ஸிஜனும் கூடுகின்றன.

$2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$

எனவே 35·46 பங்கு எடையுள்ள குளோரின், 23 பங்கு எடையுள்ள சோடியம், 8 பங்கு எடையுள்ள ஆக்ஸிஜன் ஆகிய இவை தனித்தனியே 1·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைடிரஜனுடன் கூடி முறையே ஹைடிரஜன் குளோரைடு, சோடியம் ஹைடிரைடு, நீர் ஆகிய சேர்மங்களை அளிக்கின்றன. தனிமங்களின் இந்த ஒப்பு எடைகளைக் கூடும் எடைகள் அல்லது சமான எடைகள் என்று குறிப்பிடுகிறோம்.

வரையறை

1·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைடிரஜன், 8 பங்கு எடையுள்ள ஆக்ஸிஜன் அல்லது 35·46 பங்கு எடையுள்ள குளோரின் ஆகியவற்றுடன் கூடுவதற்கு அல்லது அவற்றை ஒரு சேர்மத்திலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்வதற்குத் தேவைப்படும் ஒரு தனிமத்தின் எடையே அத்தனிமத்தின் சமான எடை எனப்படும்.

ஒரு தனிமத்தின் சமான எடை என்பது வெறும் எண்ணாகும். ஒரு தனிமத்தின் சமான எடையை கிராம் என்ற அலகைச் சேர்த்துக் குறிப்பிட்டால் அதற்கு கிராம் சமான எடை என்று

பெயர். இரு தனிமங்கள் வினை புரியும்போது அவை தம் சமான எடை விகிதத்திலேயே வினைபுரிகின்றன. துத்தநாகத்தின் கிராம் சமான எடை 32·68 கி. ஆகும். தாமிரத்தின் கிராம் சமான எடை 31·7 கி. எனவே 31·7 கி. தாமிரத்தை 32·68 கி. துத்தநாகம் தாமிரசல்பேட் கரைசலிலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்யும். ஹைடிரஜனின் சமான எடை 1·008 ஆகும். எனவே 32·68 பங்கு எடையுள்ள துத்தநாகம் 1·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைடிரஜன் வாயுவை நீர்த்த ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்திலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்யும்.

தனிமத்தின் சமான எடையைப் பற்றிய தற்காலக் கருத்து

ஒரு தனிமத்தின் அணுஎடையின் எப்பின்னம் ஓர் எலெக்ட்ரானை இழக்கின்றதோ அல்லது ஓர் எலெட்ரானை ஏற்கின்றதோ அப்பின்னமே தனிமத்தின் சமான எடை எனப்படும். உதாரணமாக

$$Fe \rightarrow Fe^{++} + 2e^-$$

இச்சமன்பாட்டின்படி ஓர் எலெக்ட்ரானை இழக்கத் தேவையான இரும்பின் எடை அதன் அணு எடையில் பாதியாகும்.

$$\text{இரும்பின் சமான எடை} = \frac{\text{இரும்பின் அணு எடை}}{2}$$

$$= \frac{55{\cdot}85}{2} = 27{\cdot}9$$

இவ்வாறே $Cu^{++} + 2e^- \rightarrow Cu$ என்ற வினையில்

$$\text{தாமிரத்தின் சமான எடை} = \frac{\text{தாமிரத்தின் அணு எடை}}{2}$$

$$Na \rightarrow Na^+ + e^-$$

சோடியத்தின் சமான எடை அதன் அணு எடைக்குச் சமமாகும்.

$$Cl \rightarrow Cl + e^-$$

குளோரினின் சமான எடை அதன் அணு எடைக்குச் சமமாகும்.

வேறுபடும் சமான எடைகள்

வேதிக் கூடுகையின் மூன்றாவது விதியான மடங்கு விகித விதிப்படி இரு தனிமங்கள் வெவ்வேறு விகிதங்களில் கூடி இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட சேர்மங்களைத் தோற்றுவிக்கின்றன. உதாரணமாக, தாமிரமும் ஆக்ஸிஜனும் கூடி இரு சேர்மங்களைத் தோற்றுவிக்கின்றன. அவை தாமிரம் (I) ஆக்ஸைடு, தாமிரம் (II) ஆக்ஸைடு என்ற இரு ஆக்ஸைடுகளாகும். தாமிரத்

தின் இவ்விரு ஆக்ஸைடுகளிலும் 8 பங்கு எடையுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் சேரும் தாமிரத்தின் எடைகள் முறையே 63·54, 31·77 ஆகும். எனவே தாமிரம் (I) ஆக்ஸைடில் தாமிரத்தின் சமான எடை 63·54 ஆகும். தாமிரம் (II) ஆக்ஸைடில் தாமிரத்தின் சமான எடை 31·77 ஆகும்.

அணு எடை = சமான எடை × இணைதிறன்

என்ற தொடர்பினை ஏற்கெனவே கண்டோம். காப்பர் (I) ஆக்ஸைடில் தாமிரத்தின் இணைதிறன் 1 ஆகும். எனவே இச்சேர்மத்தில் தாமிரத்தின் சமான எடை அதன் அணு எடைக்குச் சமமாகும். காப்பர் (II) ஆக்ஸைடில் தாமிரத்தின் இணைதிறன் 2 ஆகும். இரும்பு வேறுபட்ட சமான எடைகளைப் பெற்றுள்ளது. இரும்பு (II) குளோரைடில் இரும்பின் சமான எடை 27·92 ஆகும். இரும்பு (III) குளோரைடில் இரும்பின் சமான எடை 18·62 ஆகும். ஏனெனில் இரும்பு (II) குளோரைடில் இரும்பின் இணைதிறன் 2 ஆகவும், இரும்பு (III) குளோரைடில் இரும்பின் இணைதிறன் 3 ஆகவும் இருக்கின்றது. எனவே வேறுபடும் இணைதிறன்களைக் கொண்ட தனிமங்கள் வேறுபடும் சமான எடைகளைப் பெற்றுள்ளன.

சமான எடையை நிர்ணயிக்கும் முறைகள்

1. ஹைட்ரஜன் இடப்பெயர்ச்சி முறை.
2. ஆக்ஸைடு முறை.
3. குளோரைடு முறை.

1. ஹைட்ரஜன் இடப்பெயர்ச்சி முறை

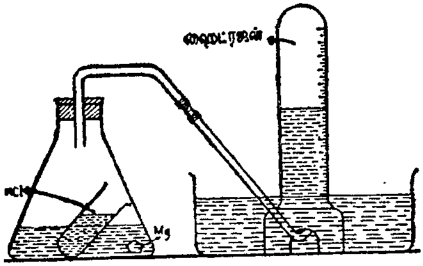
தத்துவம் : சில உலோகங்கள் நீர்த்த அமிலங்களுடன் முற்றிலும் வினைபுரிந்து அவ்வமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜன் வாயுவை இடப்பெயர்ச்சி செய்கின்றன. (உ-ம்) துத்தநாகம், மக்னீசியம், அலுமினியம் ஆகிய உலோகங்கள். இவ்வாறு வினைபுரியும் உலோகத்தின் சமான எடையை இம்முறையை உபயோகித்துக் கணக்கிடலாம்.

$$Mg + 2\,HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2 \uparrow$$
$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$$

உலோகத்தின் எடையையும் உலோகத்தால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்ட ஹைட்ரஜனின் கன அளவையும் கண்டுபிடித்து இவற்றிலிருந்து உலோகத்தின் சமான எடை கணக்கிடப்படுகின்றது.

செய்முறை : படம் 2-ல் காட்டியபடி காற்றுப்புகாத ஓர் உபகரணத்தைப் பயன்படுத்துகிறோம். கொடுக்கப்பட்ட உலோகத்தைச் சிறிதளவு எடுத்து அதன் எடையைத் துல்லியமாகக்

கண்டுபிடித்தல் வேண்டும். இந்த எடை தெரிந்த உலோகத்தைச் சிறிதளவு நீருள்ள கூம்புக் குடுவையினுள் வைத்தல் வேண்டும். சிறிதளவு நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் உள்ள ஒரு சோதனைக்குழாயை ஒரு நூலின் உதவியால் கூம்புக் குடுவையினுள் இறக்குதல் வேண்டும். உபகரணத்தை முழுவதும் காற்றுப் புகாதபடி அமைக்கும்வரை கூம்புக் குடுவையிலுள்ள உலோகமும் சோதனைக்குழாயிலுள்ள அமிலமும் ஒன்றோடு ஒன்று கலந்து வினைபடுதல் கூடாது. நீரால் முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட அளவு கோடிட்ட ஒரு குழாயை படம் 2-ல் காட்டியபடி துளை மேடைமீது



படம் 2
ஹைட்ரஜன் இடப் பெயர்ச்சி ஆய்வு

அமைத்தல் வேண்டும். இப்போது கூம்புக் குடுவையைத் தக்கையால் காற்றுப் புகாதபடி மூடுதல் வேண்டும். கூம்புக் குடுவையை இலேசாக அசைத்தால் அமிலமும் உலோகமும் முற்றிலும் வினை புரிந்து ஹைட்ரஜன் வாயுவை வெளிவிடுகின்றன. வெளிவரும் ஹைட்ரஜன் வாயு அளவுகோடிட்ட குழாயிலுள்ள நீரை இடப் பெயர்ச்சி செய்து சேகரிக்கப்படுகின்றது. உலோகம் முழுவதும் வினைப்பட்டு ஹைட்ரஜன் வாயு முழுவதும் சேகரிக்கப்பட்டவுடன் குழாயின் திறந்த முனையை மூடிக்கொண்டு அதை வெளியே எடுத்து மற்றொரு நீர்த்தொட்டியில் வைக்கவேண்டும். குழாயிலுள்ள நீர் மட்டமும் தொட்டியின் நீர்மட்டமும் சமமாகும்படி செய்து பின் குழாயிலுள்ள ஹைட்ரஜனின் கன அளவைக் குறித்துக் கொள்ளவேண்டும். இப்பொழுது குழாயிலுள்ள ஈரமான ஹைட்ரஜனின் அழுத்தம் வெளிக்காற்றின் அழுத்தத்திற்குச் சமமாகும். அறையின் வெப்ப நிலையையும் வாயுமண்டல அழுத்தத்தையும் குறித்துக்கொள்ள வேண்டும்.

கணக்கீடு

உலோகத்தின் எடை = W g
ஹைட்ரஜனின் கன அளவு = V_1 m^3

அறையின் வெப்பநிலை = T_1K

(சென்டிகிரேடு அலகில் உள்ள அறையின் வெப்பநிலையுடன் 273 ஐக் கூட்டினால் T_1K என்ற மதிப்பு கிடைக்கும்)

அறையின் அழுத்தம் = $P\ Nm^{-2}$

T_1K வெப்ப நிலையில் நீராவியின் அழுத்தம் = $p\ Nm^{-2}$

உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் வாயுவின் அழுத்தம் = $P_1 = (P-p)\ Nm^{-2}$.

திட்ட வெப்பநிலை (T_0) = 273 K

திட்ட அழுத்தம் (P_0) = $1{\cdot}013 \times 10^5\ Nm^{-2}$.

வாயுச் சமன்பாட்டின்படி

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{P_1V_1}{T_1}$$

எனவே திட்ட வெப்ப அழுத்தத்தில் ஹைட்ரஜனின் கன அளவு

$$V_0 = \frac{P_1V_1}{T_1} \times \frac{T_0}{P_0}$$

ஒரு கிராம் சமான எடையுள்ள உலோகம் ஒரு கிராம் சமான எடையுள்ள ஹைட்ரஜனை (1·008 கி. ஹைட்ரஜனை) அமிலத்தி லிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்யும். தி. வெ. அ. நிலையில் 1·008 கி. ஹைட்ரஜன் வாயு வியாபிக்கும் கன அளவு $1{\cdot}12 \times 10^{-2} m^3$ ஆகும். இம்முடிவு அவகாட்ரோ கொள்கையினின்று அனுமானிக்கப்பட்ட தாகும்.

திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் $V_0 m^3$ ஹைட்ரஜனை W கி. உலோகம் வெளிவிடுகின்றது. எனவே

$1{\cdot}12 \times 10^{-2} m^3$ ஹைட்ரஜனை வெளிவிடும் உலோகத்தின் எடை

$$= \frac{W}{V_0} \times 1{\cdot}12 \times 10^{-2} \text{ ஆகும்.}$$

இவ்வாறு கணக்கிடும் மதிப்பு தனிமத்தின் சமான எடையைக் குறிப்பிடுவதாகும்.

மாதிரிக் கணக்கு 1 : ஒரு பரிசோதனையில் 0·218 கி. எடை யுள்ள ஓர் உலோகம் நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் முழுவதும் வினைப்பட்டு வெளிவிடும் ஹைட்ரஜன் வாயு நீரின்மேல் சேகரிக்கப்படுகின்றது. இந்த ஹைட்ரஜன் வாயுவின் கன அளவு 300 K வெப்பநிலையிலும் $1{\cdot}041 \times 10^3\ Nm^{-2}$ அழுத்தத்திலும் $2{\cdot}181 \times 10^{-4}$ மீ^{3} ஆகும். உலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

300 K வெப்பநிலையில் நீராவியின் அழுத்தம் $3{\cdot}561 \times 10^3$ Nm^{-2} ஆகும்.

எடுத்துக்கொண்ட உலோகத்தின் எடை = 0·218 கி.

சேகரிக்கப்பட்ட ஹைட்ரஜனின் அளவு

$$= V_1 = 2{\cdot}181 \times 10^{-4} \text{ மீ}^3$$

அறையின் வெப்ப நிலை $= T_1 = 300$ K

உலர்ந்த ஹைட்ரஜன்

வாயுவின் அழுத்தம் $P_1 = (1{\cdot}041 \times 10^5 - 3{\cdot}561 \times 10^3)\ Nm^{-2}$

$$= (1{\cdot}041 \times 10^5 - 0{\cdot}0356 \times 10^3)\ Nm^{-2}$$

$$= 1{\cdot}0054 \times 10^5\ Nm^{-2}$$

திட்ட அழுத்தம் $= P_0 = 1{\cdot}013 \times 10^5\ Nm^{-2}$

திட்ட வெப்பநிலை $= T_0 = 273$ K

தி. வெ. அ. நிலையில் ஹைட்ரஜனின் கன அளவு $= V_0$ மீ^{3} ஆகும்.

வாயுச் சமன்பாட்டின்படி.

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{P_1V_1}{T_1}$$

$$\therefore V_0 = \frac{1{\cdot}0054 \times 10^5 \times 2{\cdot}181 \times 10^{-4}}{300} \times \frac{273}{1{\cdot}013 \times 10^5}$$

$$= 1{\cdot}970 \times 10^{-4} \text{ மீ}^3$$

தி. வெ. அ. நிலையில் $1{\cdot}970 \times 10^{-4}$ மீ^{3} ஹைட்ரஜனை 0·218 கி. உலோகம் வெளிவிடுகின்றது.

எனவே தி. வெ. அ. நிலையில் $1{\cdot}12 \times 10^{-2}$ மீ^{3} ஹைட்ரஜனை வெளிவிடும் உலோகத்தின் எடை

$$= \frac{0{\cdot}218}{1{\cdot}970 \times 10^{-4}} \times 1{\cdot}12 \times 10^{-2}$$

$$= 12{\cdot}34 \text{ கி.}$$

உலோகத்தின் சமான எடை = 12·34

மாதிரிக் கணக்கு 2 : 1·623 கி. எடையுள்ள ஓர் உலோகம் நீர்த்த அமிலத்துடன் வினைப்பட்டு 0·0291 கி. ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றியது. உலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

0·0291 கி. ஹைட்ரஜனை 1·623 கி. உலோகம் வெளியேற்றியது.

1·008 கி. ஹைட்ரஜனை வெளிவிடும் உலோகத்தின் எடை

$$= \frac{1 \cdot 623}{0 \cdot 0291} \times 1 \cdot 008$$

$$= 56 \cdot 19 \text{ கி.}$$

உலோகத்தின் சமான எடை = 56·19

2. ஆக்ஸைடு முறை

தத்துவம்: இம்முறை எளிதில் ஆக்ஸைடுகளைத் தரவல்ல தனிமங்களின் சமான எடைகளை நிர்ணயிக்கப் பயன்படுகின்றது. உதாரணமாக மெக்னீசியம், தாமிரம், கார்பன், கந்தகம் ஆகிய தனிமங்களின் சமான எடைகளை இம்முறையில் கணக்கிடலாம். ஒரு தனிமத்திலிருந்து அதன் ஆக்ஸைடை நேரிடையாகவோ அல்லது மறைமுகமாகவோ பெறலாம். மெக்னீசியம் அதன் ஆக்ஸைடாக நேரிடையாக மாற்றப்படுகின்றது. மெக்னீசியத்தை ஆக்ஸிஜனில் எரித்தால் மெக்னீசிய ஆக்ஸைடு உண்டாகின்றது.

$$2\,Mg + O_2 \rightarrow 2\,MgO$$

தாமிரத்திலிருந்து தாமிர ஆக்ஸைடை மறைமுகமாகவே பெற முடியும். குறிப்பிட்ட எடையுள்ள தாமிரத்தை முதலில் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து கிடைக்கும் நீலநிற தாமிரம் (II) நைட்ரேட் கரைசலை ஆவியாக்கிப் பின் தொடர்ந்து சூடேற்றினால் தாமிரம் (II) ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

$$Cu + 4\,HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2\,NO_2\uparrow$$

$$2\,Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{\Delta} 2\,CuO + 4\,NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

செய்முறை: திட்டமாக எடை காணப்பட்ட தனிமத்தை நேரடியாகவோ அல்லது மறைமுகமாகவோ முற்றிலும் ஆக்ஸைடாக மாற்றுதல் வேண்டும். இவ்வாறு கிடைக்கும் ஆக்ஸைடின் எடையைத் துல்லியமாகக் கண்டுபிடித்தல் வேண்டும். தனிமத்தின் எடையை W_1 கி. என்றும், தனிம ஆக்ஸைடின் எடையை W_2 கி. என்றும் கொள்வோம். இவ்விரு எடைகளிலிருந்து தனிமத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடலாம்.

கணக்கீடு

தனிம ஆக்ஸைடின் எடை $= W_2$ கி.

தனிமத்தின் எடை $= W_1$ கி.

தனிமத்துடன் கூடியுள்ள ஆக்ஸிஜனின் எடை $= (W_2 - W_1)$ கி.

$(W_2 - W_1)$ கி. ஆக்ஸிஜன் W_1 கி. தனிமத்துடன் கூடியுள்ளது.

எனவே 8 கி. ஆக்ஸிஜனுடன் சேரும் தனிமத்தின் எடை

$$= \frac{W_1}{(W_2 - W_1)} \times 8$$

இவ்வாறு கணக்கிடும் மதிப்பு தனிமத்தின் சமான எடையைக் குறிப்பிடுவதாகும்.

மாதிரிக் கணக்கு 3 : 0·608 கி. எடையுள்ள ஓர் உலோகம் ஆக்ஸிஜனேற்றத்தால் 1·008 கி. எடையுள்ள உலோக ஆக்ஸைடை அளித்தது. உலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

உலோக ஆக்ஸைடின் எடை = 1·008 கி.

உலோகத்தின் எடை = 0·608 கி.

உலோகத்துடன் சேர்ந்துள்ள ஆக்ஸிஜனின் எடை = 0·400 கி.

0·400 கி. ஆக்ஸிஜன் 0·608 கி. உலோகத்துடன் கூடியுள்ளது.
8 கி. ஆக்ஸிஜனுடன் சேரும் உலோகத்தின் எடை

$$= \frac{8}{0 \cdot 4} \times 0 \cdot 608 = 12 \cdot 16 \text{ கி.}$$

உலோகத்தின் சமான எடை = 12·16 கி.

3. குளோரைடு முறை

வெள்ளீயம், வெள்ளி, காரீயம், இரும்பு போன்ற சில உலோகங்கள் எளிதில் உலோகக் குளோரைடுகளை அளிக்கின்றன. இவ்வாறு எளிதில் குளோரைடுகளாக மாற்றவல்ல தனிமங்களின் சமான எடையை இம்முறையில் நிர்ணயிக்கலாம். உதாரணமாக, குறிப்பிட்ட எடையுள்ள தூய்மையான வெள்ளியை நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் முற்றிலும் கரைத்து கிடைக்கும் வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலுடன் சிறிதளவு தூய ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால் வெள்ளி குளோரைடு வீழ் படிவாகும். கிடைக்கும் வீழ் படிவை வடிகட்டி உலர்த்தி, பின் எடை கண்டுபிடித்தல் வேண்டும்.

தத்துவம் : எடை தெரிந்த உலோகத்தை முதலில் தக்க முறையைப் பயன்படுத்தி முற்றிலும் உலோகக் குளோரைடாக மாற்றுதல் வேண்டும். கிடைக்கும் உலோகக் குளோரைடின் எடையைக் கண்டுபிடித்தல் வேண்டும். உலோகத்தின் எடையை W_1 கி. எனவும், உலோகக் குளோரைடின் எடையை W_2 கி. எனவும் கொள்வோம்.

கணக்கீடு

உலோகக் குளோரைடின் எடை $= W_2$ கி.

உலோகத்தின் எடை $= W_1$ கி.

உலோகத்துடன் சேர்ந்துள்ள குளோரினின் எடை $= (W_2—W_1)$ கி. $(W_2—W_1)$ கி. குளோரின் W_1 கி. உலோகத்துடன் சேர்ந்துள்ளது. 35·46 கி. குளோரினுடன் சேரும் உலோகத்தின் எடை

$$= \frac{W_1}{(W_2—W_1)} \times 35{\cdot}46$$

இவ்வாறு கணக்கிடும் மதிப்பு உலோகத்தின் சமான எடையைக் குறிப்பிடுவதாகும்.

மாதிரிக் கணக்கு 4 : ஓர் உலோகக் குளோரைடில் 75·25% உலோகம் உள்ளது. அந்த உலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

சதவிகித அளவு குறிப்பிடப்பட்டதால் உலோகக் குளோரைடின் எடையை 100 என்று கொள்ளுதல் வேண்டும்.

உலோகக் குளோரைடின் எடை = 100 கி.

அதிலுள்ள உலோகத்தின் எடை = 75·25 கி.

உலோகத்துடன் கூடியுள்ள குளோரினின் எடை = 24·75 கி. 24·75 பங்கு எடையுள்ள குளோரின் 75·25 பங்கு எடையுள்ள உலோகத்துடன் கூடியுள்ளது.

35·46 பங்கு எடையுள்ள குளோரினுடன் சேரும்

$$\text{உலோகத்தின் எடை} = \frac{35{\cdot}46}{24{\cdot}75} \times 75{\cdot}25$$

$$= 107{\cdot}7 \text{ கி.}$$

உலோகத்தின் சமான எடை = 107·7

பயிற்சி

1. தனிமங்களின் சமான எடை பற்றிய தற்கால கருத்து யாது?
2. ஒரு தனிமத்தின் சமான எடையை ஹைட்ரஜன் இடப்பெயர்ச்சி முறையைக் கொண்டு எவ்வாறு நிர்ணயிக்கலாம்? இம்முறையின் தத்துவத்தை மட்டும் சுருக்கமாக எழுதுக.
3. தாமிரத்தின் சமான எடையைக் காண உதவும் சோதனையை விளக்குக.
4. ஒரு தனிமத்தின் சமான எடையை குளோரைடு முறை மூலம் எவ்வாறு நிர்ணயிக்கலாம்?

5. ஒரு சோதனையில் 0·1818 கி. மெக்னீசியம், 1·6135 வெள்ளியை வெள்ளிநைட்ரேட்டிலிருந்து இடப் பெயர்ச்சி செய்தது. வெள்ளியின் சமான எடை 107·9 என்றால், மெக்னீசியத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

(விடை : 12·16)

6. ஒரு சோதனையில் 1·62 கி. துத்தநாகம் 2·02 கி. துத்தநாக ஆக்ஸைடை அளித்தது. இந்த உலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

(விடை : 32·4)

7. 0·8567 கி. தாமிரம் (II) ஆக்ஸைடு ஹைட்ரஜனால் குறைக்கப்பட்டபோது 0·6842 கி. தாமிரத்தை அளித்தது. தாமிரத்தின் சமான எடை யாது?

(விடை : 31·73)

8. 1·620 கி. எடையுள்ள ஓர் உலோக ஆக்ஸைடில் 1·133 கி. உலோகம் உள்ளது. உலோகத்தின் சமான எடையைக் காண்க.

(விடை : 18·61)

9. ஓர் உலோகத்தின் இரு ஆக்ஸைடுகளில் முறையே (அ) 88·12% (ஆ) 78·77% உலோகம் உள்ளது. இவ்விரு ஆக்ஸைடுகளிலும் உலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

(விடை : (அ) 59·35 (ஆ) 29·68)

10. ஓர் உலோகக் குளோரைடில் 44·5% உலோகம் உள்ளது. அவ்வுலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

(விடை : 28·43)

11. 0·2047 கி. எடையுள்ள ஓர் உலோகம் நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் முற்றிலும் வினைப்பட்டு $3{\cdot}87 \times 10^{-5}$ மீ^{3} கனஅளவுள்ள ஹைட்ரஜனை திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் வெளியேற்றியது. அவ்வுலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

(விடை : 59·24)

12. $1{\cdot}683 \times 10^{-4}$ கிலோகிராம் இரும்பு $1{\cdot}890 \times 10^{-4}$ கிலோகிராம் எடையுள்ள வேறோர் உலோகத்தை அவ்வுலோக உப்புக் கரைசலினின்று இடப்பெயர்ச்சி செய்தது. இரும்பின் சமான எடை 27·9. அந்த மற்றோர் உலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

(விடை : 31·33)

13. சமான எடையைக் காணும் ஓர் சோதனையில் 0·55 கி. வெள்ளி 0·73 கி. வெள்ளி குளோரைடை அளித்தது. வெள்ளியின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

(விடை: 108·3)

14. 0·290 கி. எடையுள்ள ஓர் உலோகம் நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் முற்றிலும் வினை புரிவதால் வெளி யேறும் ஹைட்ரஜனை நீரின் மீது சேகரிக்கும்போது வாயு வின் கனஅளவு $2\cdot95 \times 10^{-4}$ மீ^{3} ஆகும். அறையின் வெப்ப நிலை 290 K. அழுத்தம் $9\cdot86 \times 10^4$ Nm^{-2} ஆனால் உலோகத் தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக. 290 K வெப்பநிலையில் நீராவியின் அழுத்தம் $1\cdot92 \times 10^3$ Nm^{-2} ஆகும்.

(விடை: 12·25)

15. 0·1063 கி. எடையுள்ள உலோகம் நீர்த்த கந்தக அமிலத் துடன் வினைபுரிந்து $3\cdot7 \times 10^{-5}$ மீ^{3} உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் வாயுவை 285 K வெப்பநிலையிலும் $1\cdot04 \times 10^{-5}$ Nm^{-2} அழுத் தத்திலும் இடப்பெயர்ச்சி செய்தது. அவ்வுலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

(விடை: 32·71)

அத்தியாயம் 3

அணு அமைப்பு

அணுவின் அமைப்பு

ஜான் டால்டனும் (John Dalton, 1803) அவர் காலத்து மற்ற அறிவியல் அறிஞர்களும் அணு என்பது அதனினும் சிறிதாகப் பிளக்க முடியாத மிகச் சிறிய துகள் என்று கருதினர். இந்தக் கருத்து ஏறத்தாழ ஒரு நூற்றாண்டு காலம் அறிவியல் உலகத்தில் ஓர் அடிப்படைக் கருத்தாக நிலவிற்று; தொடர்ந்து நிகழ்ந்த ஆய்வுகளுக்கு வழிகாட்டியாகத் திகழ்ந்தது. ஆனால் பத்தொன்ப தாம் நூற்றாண்டின் இறுதியில் நிகழ்ந்த, அடுத்தடுத்த கண்டு பிடிப்புகள் — 1895-ல் X-கதிர்கள், 1896-ல் கதிரியக்கம், 1897-ல் எலக்ட்ரான், 1898-ல் ரேடியம் — அணு என்பது அதனினும் சிறிய துகள்களால் ஆன ஓர் அமைப்பு என்ற உண்மையைக் காட் டின. இந்த துகள்கள் அணுவின் துகள்கள் (subatomic particles) எனப்படுகின்றன. இவற்றில் மூன்றுவகைத் துகள்கள் முக்கிய மானவை. அவை: (1) எலக்ட்ரான் (electron) (2) புரோட்டான் (proton) (3) நியூட்ரான் (neutron).

எலக்ட்ரான் எதிர்மின்சுமை உடையது. புரோட்டான் நேர் மின்சுமை உடையது. நியூட்ரான் மின்சுமை இல்லாதது. எலக்ட் ரானின் மின்சுமையும் புரோட்டானின் மின்சுமையும் அளவால் சமம். அணு மின்சுமை இல்லாதது. எனவே ஓர் அணுவில் உள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக் கையும் சமம். ஓர் அணுவில் உள்ள அனைத்து புரோட்டான்களும், நியூட்ரான்களும் அந்த அணுவின் மையத்திலுள்ள உட்கரு (nucleus) என்னும் பகுதியில் உள்ளன. உட்கருவின் பருமன் (volume) அணுவின் பருமனுடன் ஒப்பிடின் மிகமிகச் சிறியது. எனவே அணுவின் பெரும்பகுதி வெற்றிடம். இந்த வெற்றிடத்தில்தான் எலக்ட்ரான்கள் இயங்குகின்றன. புரோட்டானின் பொருண்மை (mass)யும் நியூட்ரானின் பொருண்மையும் சமம். ஆனால் எலக்ட்ரானின் பொருண்மை மிகமிகச் சிறியது; புரோட்டானின் பொருண்மையில் $\frac{1}{1838}$ அளவினது. அட்டவணை 1 இத்துகள் களின் பொருண்மைகளை கிராமில் தருகிறது. இத்துகள்களின்

பொருண்மைகளைக் கருத்தில் கொண்டால் அணுவின் பொருண்மையில் பெரும்பகுதி உட்கருவில் அமைந்துள்ளது தெளிவாகும்

அட்டவணை 1

எலக்ட்ரான், புரோட்டான், நியூட்ரான் ஆகியவற்றின் ஒப்பீடு

துகள்	மின்சுமை	பொருண்மை
எலக்ட்ரான்	எதிர் (-1)	$9 \cdot 11 \times 10^{-31}$ கி.
புரோட்டான்	நேர் $(+1)$	$1 \cdot 67 \times 10^{-27}$ கி.
நியூட்ரான்	இல்லை	$1 \cdot 67 \times 10^{-27}$ கி.

அணுவின் உட்கரு நேர்மின்சுமை உடையது. எலக்ட்ரான்கள் எதிர்மின்சுமை உடையன. எனவே உட்கரு, எலக்ட்ரான் ஆகியவற்றுக்கு இடையே ஒரு கவர்ச்சி நிலவுகிறது. இது மின் நிலையில் கவர்ச்சி (electrostatic attraction) எனப்படுகிறது. இக்கவர்ச்சியே எலக்ட்ரான்களை அணுவில் நிறுத்துகிறது. எலக்ட்ரான்கள் அணுவின் வெளிவட்டங்களில் உள்ளன. எனவே வேதிவினைகளில் இவையே ஈடுபடுகின்றன.

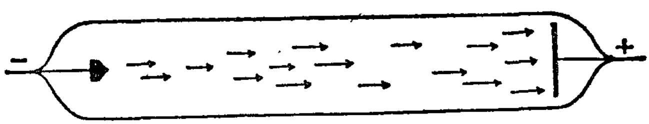
டால்டனின் அணுக்கொள்கையைச் சிதைத்த, இன்றைய கொள்கையின்படி அணு என்பது பொருண்மைமிக்க (mass), மிகச் சிறிய பருமனுள்ள, நேர்மின்சுமை உடைய உட்கரு, அதனைச் சுற்றி அமைந்த ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்கள் ஆகியவற்றால் ஆன பிளக்கக்கூடிய துகள் (divisible particle). இக்கொள்கை தோன்றக் காரணமான சில கண்டுபிடிப்புகள் பற்றிக் காண்போம்.

எதிர் மின்வாய்க் கதிர்கள்

சாதாரண நிலையில் வாயுக்கள் மின்சாரத்தைக் கடத்துவதில்லை. அதிக மின்னழுத்தமுள்ள மின்சாரத்தைப் பயன்படுத்தினும் வாயுக்களின் ஊடாக மின்னோட்டம் நிகழ்வதில்லை. ஆனால் வாயுவின் அழுத்தத்தைக் குறைத்தால் மின்னோட்டம் நிகழ்கிறது.

இரண்டு மின்வாய்கள் (electrodes) பொருத்தப்பட்ட காற்று நிரம்பிய ஒரு கண்ணாடிக் குழாயைக் கருதுக (படம் 3). இதன் மின்வாய்களை ஒரு மின்மூலத்துடன் (electric source) இணைத்து

ஏறத்தாழ 1000 வோல்ட் மின்னழுத்தத்தை ஏற்படுத்துக. இப்போது வாயுவின் ஊடாக மின்னோட்டம் நிகழ்வதில்லை. அடுத்து ஒரு வெற்றிடமாக்கும் பம்பினைப் பயன்படுத்தி குழாயில் உள்ள காற்றை சிறிது சிறிதாக நீக்குக. இதனால் காற்றின் அழுத்தம் குறைகிறது. இப்படி காற்றின் அழுத்தம் ஏறத்தாழ $1{\cdot}0 \times 10^{-1}\ \mathrm{Nm}^{-2}$ அளவினதாகக் குறைந்ததும் மின்சாரம் வாயுவின் ஊடாக எதிர்மின்வாயிலிருந்து நேர்மின்வாய்க்கு ஒருவித பசுமையான ஒளியுடன் பாய்கிறது. இந்த ஒளிக்கதிர்கள் எதிர்மின்வாயிலிருந்து பிறப்பதால் இவை எதிர்மின்வாய்க் கதிர்கள் (cathode rays) எனப்படுகின்றன.



படம் 3
எதிர்மின்வாய்க் கதிர்கள் தோன்றல்

எதிர்மின்வாய்க் கதிர்களின் பண்புகள்

எதிர்மின்வாய்க் கதிர்கள் கீழ்க்காணும் பண்புகள் உடையன. எளிய ஆய்வுகள் இந்தப் பண்புகளைக் காட்டுகின்றன.

1. இக்கதிர்கள் நேர்கோட்டுப் பாதையில் பாய்கின்றன. (படம் 3)
2. காந்த, மின்புலங்களில் இவை எதிர்மின் துகள்களைப் போல் விலக்கம் அடைகின்றன (படம் 4). எனவே இவை எதிர் மின்சுமை உடையன.
3. இவற்றின் பாதையில் துடுப்புச் சக்கரத்தை (paddle wheel) வைத்தால் இவை அதனைச் சுற்றுகின்றன. எனவே இவை துகள்களால் ஆக்கப்பட்டுள்ளன.

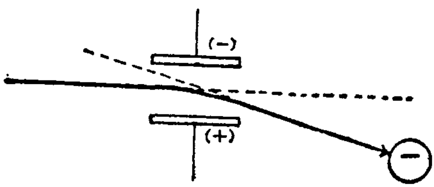
இந்தப் பண்புகளும், இன்னும் கண்டறியப்பட்ட பல உண்மைகளும் இக்கதிர்கள் எதிர் மின்சுமை உடைய துகள்களால் ஆனவை என்பதைக் காட்டுகின்றன. இத்துகள்கள் எலக்ட்ரான்கள் (electrons) எனப்படுகின்றன. மேலும் இக்கதிர்களின் (எலக்ட்ரான்களின்) பண்புகள் கீழ்க்காண்பனவற்றைப் பொறுத்து மாறுவதில்லை. இதனை ஆய்வுகள் நிரூபிக்கின்றன.

1. எதிர்மின்வாய் செய்யப்பட்டிருக்கும் பொருள்.
2. குழாயில் எஞ்சிய வாயுவின் தன்மை.

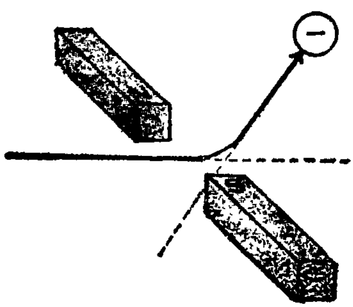
3. எதிர்மின்வாய்க்கு மின்சாரத்தை எடுத்துச் செல்லும் உலோக மின்கம்பியின் தன்மை.

4. மின்சாரத்தை உண்டாக்கும் மூலம் (source).

இச்சான்றுகள் எலக்ட்ரான்கள் என்பன அனைத்துப் பொருள்களிலும் உள்ள அடிப்படைத்துகள்கள் என்பதைக் காட்டுகின்றன.



(a)



(b)

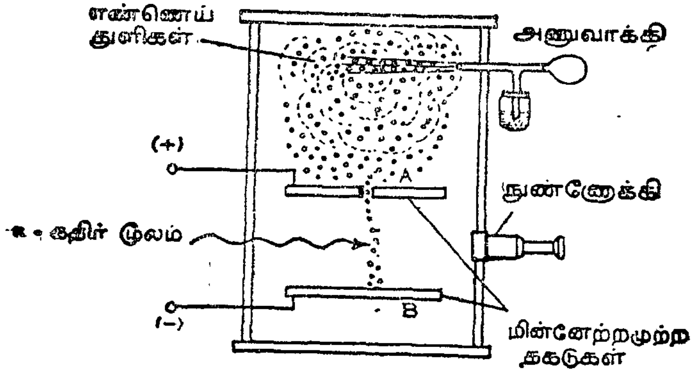
படம் 4

(a) மின்புலம் (b) காந்தப்புலம் ஆகியவற்றில் எதிர் மின்வாய்க் கதிர்களின் விலக்கம்

எலக்ட்ரானின் மின்சுமை

1909 ஆம் ஆண்டு மில்லிக்கன் (R.A. Millikan) எலக்ட்ரானின் உண்மையான மின்சுமையை தனது புகழ்பெற்ற எண்ணெய்த் துளி (oil drop) முறையைப் பயன்படுத்தித் தீர்மானித்தார். இந்த ஆய்வில் பயன்படுத்தப்பட்ட ஆய்வுக் கருவி படம் 6-ல் சித்தரிக்கப்பட்டுள்ளது.

இந்த ஆய்வுச் சாதனம் ஒரு மூடிய கலன், அதில் பொருத்தப் பட்ட A, B என்ற இரண்டு தகடுகள் ஆகியவற்றால் ஆனது. இக்கலனில் குறைந்த அழுத்தமுள்ள காற்று உள்ளது. A, B என்ற தகடுகளை அதிக மின்னழுத்தம் (voltage) உள்ள மின்



படம் 5

மில்லிக்கனின் எண்ணெய்த் துளி ஆய்வு

மூலத்துடன் இணைத்து, மின்னோட்டம் அடையச் செய்யலாம். மேலும் இச்சாதனத்தில் சிறு, சிறு எண்ணெய்த் துளிகளைத் தூவ ஓர் அணுவாக்கி (atomizer), எண்ணெய்த் துளியின் இயக்கத்தை நோக்க ஒரு நுண்ணோக்கி (microscope), X-கதிர் குழாய் ஆகியன வும் உள்ளன.

ஆய்வில் எண்ணெய்த் துளிகள் தூவப்படுகின்றன. இதில் ஒரு துளி இரண்டு தகடுகளுக்கும் இடையில் அனுமதிக்கப்படுகிறது. புவிஈர்ப்பு விசையின் காரணமாக இது கீழ்நோக்கி விழுகிறது. இப்படி விழும் வீதம் (rate of fall) நுண்ணோக்கியின் துணை யுடன் தீர்மானிக்கப்படுகிறது. அடுத்து X-கதிர் உள்ளே செலுத்தப்படுகிறது. இது உள்ளே உள்ள வாயு மூலக்கூறுகளில் இருந்து சில எலக்ட்ரான்களை நீக்குகிறது; மூலக்கூறுகளை அயனி களாக மாற்றுகிறது. இப்படி நீக்கப்பட்ட எலக்ட்ரான்களில் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை எண்ணெய்த் துளி ஈர்த்து ஏற்கிறது. இதனால் எண்ணெய்த் துளி எதிர் மின் சுமையைப் பெறுகிறது.

இப்போது A, B என்ற தகடுகளில் மேல்தகடு, கீழ்தகடு ஆகியன முறையே நேர்மின்னூட்டம், எதிர்மின்னூட்டம் தரப் படுகின்றன. இப்போது நேர்மின்னூட்டம் பெற்ற மேல் தகடு

எதிர் மின்சுமை கொண்ட எண்ணெய்த் துளியை ஈர்க்கிறது. இதனால் எண்ணெய்த் துளி விழும் வேகம் குறைகிறது. எண்ணெய்த் துளி போதிய எண்ணிக்கையுள்ள எலக்ட்ரான்களை ஈர்த்து ஏற்றிருப்பின் அது மேல் நோக்கிக் கூட எழும்.

எண்ணெய்த் துளி விழும் வீதம் அளக்கப்படுகிறது. எண்ணெய்த் துளி ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை ஏற்றிருக்கும்போது விழும் வீதத்தில் ஏற்படும் மாற்றங்கள் கணக்கிடப்பட்ட மின்சுமையின் அளவு ஒரு குறிப்பிட்ட மீச்சிறு (minimum) அளவாகவோ அல்லது அதன் முழு எண் பெருக்கமாகவோ உள்ளது. இவற்றில் மீச்சிறு அளவே எலக்ட்ரானின் மின்சுமை ஆகும். இது $1 \cdot 60 \times 10^{-19}$ கூலூம்.

எலக்ட்ரானின் பொருண்மை

தாம்சன் ஆய்விலிருந்து கிடைத்த e/m விகிதத்தையும், மில்லிக்கன் ஆய்விலிருந்து கிடைத்த மின்சுமை (e) அளவையும் பயன்படுத்தி எலக்ட்ரானின் பொருண்மையைக் கீழ்க்காணுமாறு கணக்கிடலாம்.

$$\text{பொருண்மை} = m = \frac{e}{e/m}$$

$$= \frac{1 \cdot 60 \times 10^{-19} \text{ கூலூம்}}{1 \cdot 76 \times 10^{8} \text{ கூலூம் கி}^{-1}}$$

$$= 9 \cdot 11 \times 10^{-28} \text{ கி}$$

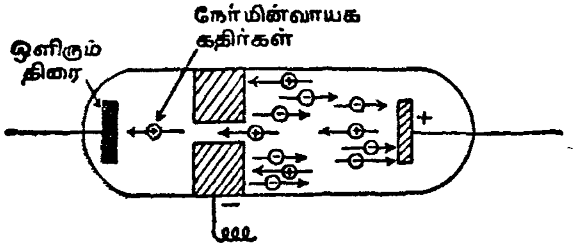
இது ஹைட்ரஜன் அணுவின் பொருண்மையில் $\frac{1}{1838}$ பங்கு ஆகும்.

புரோட்டான்

எலக்ட்ரான், அணுவின் துகள். இது எதிர்மின்சுமை உடையது. ஆனால் எலக்ட்ரான்களைக் கொண்ட அணு, மின்சுமை இல்லாதது. எனவே அணுவில் நேர்மின்சுமை உடைய துகள்களும் இருக்கவேண்டும். இத்துகள்களைக் கண்டறியும் முயற்சியில் அறிவியல் அறிஞர்கள் ஈடுபட்டனர்.

1886 ஆம் ஆண்டு கோல்ட்ஸ்டீன் (E. Goldstein) என்பவர் எதிர்மின்வாய் குழாயில் சிறுசிறு துளைகளுள்ள (perforated) எதிர்மின்வாயைப் பயன்படுத்தி ஆய்வுகளைச் செய்தார். அப்போது நேர்மின்வாய்க்கு எதிர்த் திசையில் எதிர்மின்வாயின் பின்புறமாக ஒருவித ஒளிமிக்க கதிர்கள் பாய்வதைக் கண்டார். இக்கதிர்கள் எதிர்மின்வாயில் உள்ள துளைகள் வழியாக வருவது

போல் தோன்றியதால் இவற்றிக்குக் கால்வாய்க் கதிர்கள் (canal rays) என்று பெயரிட்டார். இவற்றிற்கு நேர்மின்வாய்க் கதிர்கள் (anode rays) என்ற பெயரும் வழங்குகிறது.



படம் 6
கால்வாய்க் கதிர்கள் தோன்றல்

இக்கதிர்கள் பற்றிய ஆய்வுகள் இவற்றின் பல்வேறு பண்புகளைக் காட்டின. இக்கதிர்கள் நேர்மின்கமையுள்ள துகள்களால் ஆனவை. இத்துகள்களின் e/m விகிதம் எலக்ட்ரானின் e/m விகிதத்தை விட மிக, மிகச் சிறியது. எனவே இத்துகள்களின் பொருண்மை எலக்ட்ரானின் பொருண்மையைவிடப் பெரியது. இத்துகள்களில் ஹைட்ரஜன் அணுவிலிருந்து வரும் துகள்தான் குறைந்த பொருண்மை உடையது. இதன் பொருண்மை ஹைட்ரஜன் அணுவின் பொருண்மையில் $\frac{1837}{1838}$ பங்கு. எனவே இத்துகள் ஹைட்ரஜன் அணுவின் உட்கரு ஆகும். இது புரோட்டான் (proton) எனப்படுகிறது.

நியூட்ரான்

பொலோனியம் (polonium) கதிரியக்கம் உள்ள ஒரு தனிமம். இதிலிருந்து பிறக்கும் ஆல்பா கதிர்களைப் (alpha rays) பயன்படுத்தி ஜெர்மனி நாட்டு ஆராய்ச்சியாளர்கள் சிலர் பெரிலியம், போரான், லித்தியம் போன்ற தனிமங்களைத் தாக்கினர். அப்போது, தாக்குண்ட இப்பொருள்களிலிருந்து ஆற்றலும் ஊடுருவும் திறனும் மிகுந்த ஒருவிதக் கதிர்கள் தோன்றுவதைக் கண்டனர். இந்தக் கதிர்கள் காந்தப்புலம், மின்புலம் ஆகியவற்றால் பாதிக்கப்படுவதில்லை என்பதையும் கண்டனர். இக்கதிர்களின் பண்புகள் அப்போது புதிராகவே இருந்தன.

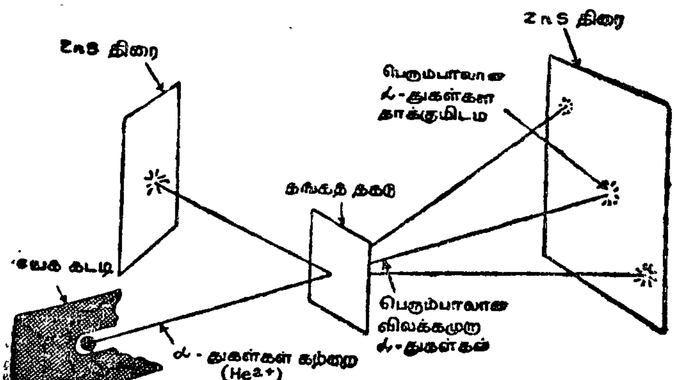
1932 ஆம் ஆண்டு ஜேம்ஸ் சட்விக் (James Chadwick) இந்தப் புதிருக்கு விடை கண்டார். இக்கதிர்கள் மின்சுமை இல்லாத, புரோட்டானின் பொருண்மைக்குச் சமமான பொருண்மை

உடைய துகள்களால் ஆனவை என்று கொண்டார். இந்த அடிப்படையில் இக்கதிர்களின் பண்புகள் அனைத்தையும் விளக்கினார். இப்படி அவரால் அடையாளம் காணப்பட்ட துகள் நியூட்ரான் (neutron) எனப்படுகிறது.

அணுவின் உட்கரு

அணுவிலிருந்து கிடைக்கக்கூடிய எலக்ட்ரான், புரோட்டான், நியூட்ரான் ஆகியவற்றின் மின்சுமை, பொருண்மை பற்றிக் கண்டோம். அடுத்து அணுவில் அவை எப்படி அமைந்துள்ளன என்று காண்போம்.

தாம்சன் (J. J. Thomson) என்பவர் முதன்முதல் ஓர் அணுவின் மாதிரியை (atom model) உருவாக்கினார். இதன்படி அணு என்பது எதிர் மின்சுமை உள்ள எலக்ட்ரான்கள் பொதிந்த நேர்மின்சுமையுள்ள கோளம் ஆகும். அணுவின் அமைப்பு பற்றிய இக்கருத்து அறிவியல் உலகில் சிலகாலம் நிலவிற்று. 1910ஆம் ஆண்டு ருதர்போர்டும் (Rutherford) அவரது துணைவர்களும் ஓர் ஆய்வினை நிகழ்த்தினர். இந்த ஆய்வில் மிக மெல்லிய உலோகத்தகடுகளை ஆல்பா துகள்களால் தாக்கினர்; துகள்கள் எவ்வாறு விலக்கம் அடைகின்றன என்று ஆராய்ந்தனர். இந்த ஆய்வில் கிடைத்த முடிவுகள் தாம்சனின் அணுமாதிரி பிழையுடையது என்பதைக் காட்டின. இந்த ஆய்வுகளைப் பற்றிய விளக்கம் கிடைத்த முடிவுகள் ஆகியவற்றை இப்பொழுது காண்போம்.



படம் 7

ருதர்போர்ட்டின் சிதறல் ஆய்வு

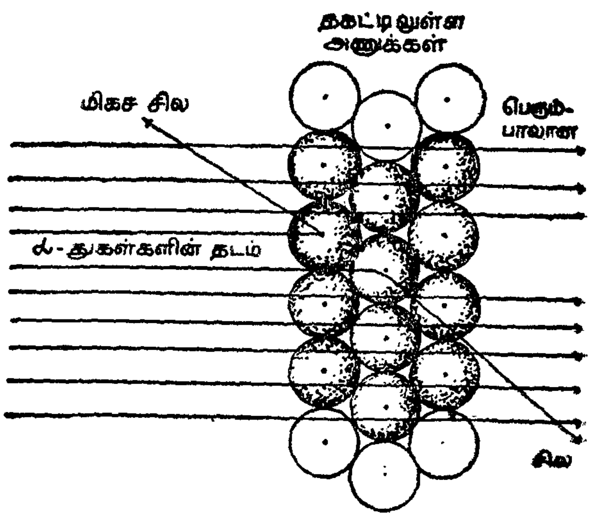
ஆல்பா துகள் என்பது ஹீலியம் அணுவின் உட்கரு. இது இரண்டு புரோட்டான்கள், இரண்டு நியூட்ரான்கள் ஆகியவற்றால் ஆனது. ரேடியம் போன்ற கதிரியக்கமுள்ள தனிமங்கள் ஆல்பா துகள்களை உமிழ்கின்றன.

மிக மெல்லிய தங்கத்தகடு (gold foil) ஒன்றை ஆல்பா துகள்களால் தாக்கினால் (படம் 8) இத்துகள்களில் பெரும்பாலானவை சிறிதும் விலக்கம் அடையாமல் தகட்டின் வழியாக ஊடுருவுகின்றன. இது அணுவின் பெரும்பகுதி வெற்றிடம் (empty space) என்பதைக் காட்டுகிறது. ஆயினும் மிகச் சில துகள்கள் 90° அல்லது அதற்கு மேல், அவற்றின் தடத்திலிருந்து விளக்கம் அடைகின்றன.

இதிலிருந்து பின்வரும் உண்மைகள் நிகழ்கின்றன.

(அ) ஆல்பா துகள்கள் நேர்மின்சுமை உடையன. இவை விலக்கம் அடைகின்றன. எனவே அணுவில் நேர்மின் சுமையுள்ள ஒரு பகுதி, உட்கரு, இருக்க வேண்டும்.

(ஆ) மிகச் சில துகள்களே விலக்கம் அடைகின்றன. எனவே உட்கரு மிகச் சிறியதாக இருக்க வேண்டும்.



படம் 8

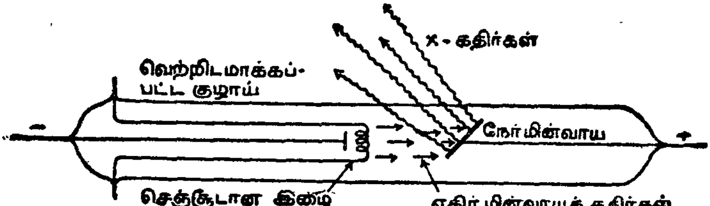
ருதர்போர்ட்டின் அணுமாதிரியும் ஆய்வின் முடிவுகளுக்கான விளக்கமும்.

ஆய்வின் முடிவுகளிலிருந்து கிடைத்த இந்த ஊகங்களை அடிப்படையாக வைத்து ரூதர்போர்ட் ஓர் அணுமாதிரியை உருவாக்கினார். இதன்படி அணு என்பது மையத்தில் அமைந்த பொருண்மைமிக்க (massive) மிகச் சிறிய நேர்மின்சுமை உடைய உட்கருவையும், அதனைச் சுற்றித் தொலைவில் அமைந்த எலக்ட்ரான்களையும் கொண்ட ஓர் அமைப்பு ஆகும். ரூதர்போர்ட் உருவாக்கிய அணுமாதிரியையும், ஆய்விலிருந்து பெறப்பட்ட ஊகங்களுக்கான விளக்கங்களையும் படம் 9 சித்தரிக்கிறது.

அணு எண்

உட்கரு நேர் மின்சுமை உடையது. ரூதர்போர்ட் இதனைக் கண்டறிந்தார். எனினும் அவரால் உட்கருவின் சரியான நேர் மின்சுமையை தனது ஆய்வினைப் பயன்படுத்தி தீர்மானிக்க முடியவில்லை. ஆனால் இதனை அவருடன் ஆராய்ச்சிகளில் ஈடுபட்டிருந்த மோஸ்லே (H. G. J. Moseley) ஓர் ஆய்வு மூலம் தீர்மானித்தார். அந்த ஆய்வு பற்றிக் காணலாம்.

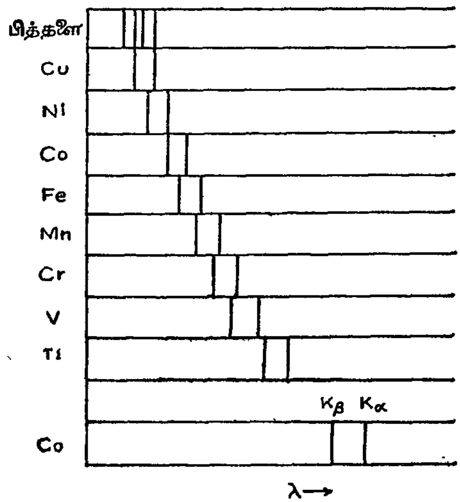
எதிர்மின்வாய் குழாயில் ஓர் உலோகத் துண்டை வைத்து அதனை எதிர்மின்வாயிலிருந்து பிறந்து பாயும் எலக்ட்ரான்களால் தாக்கினால் உலோகம் X-கதிர்களை உமிழ்கிறது (படம் 9). இவை குறைந்த அலைநீளம் உள்ள மின்காந்த அலைகள். எதிர்மின்வாயில் வெவ்வேறு தனிம உலோகங்களை வைப்பின் அவை வெவ்வேறு அலை நீளமுள்ள X-கதிர்களை உமிழ்கின்றன. இப்படி ஓர் உலோகத்தால் உமிழப்படும் X-கதிர்களின் அலைநீளம் அந்த உலோகத்திற்கே உரியது.



படம் 9
X-கதிர் குழாய்

இப்படி வெவ்வேறு உலோகங்களால் உமிழப்படும்X-கதிர்களை படிகப் பொருள் ஒன்றால் விளிம்பு-வளைவு (diffraction) அடையச் செய்து புகைப்படத் தகட்டில் படச்செய்து பதிவு செய்யலாம். இதனால் கிடைப்பது X-கதிர் நிறமாலை எனப்படுகிறது.

இதிலுள்ள கோடுகளின் இடங்களை X-கதிர்களின் அலை நீளங்களுடன் நேரடியாகத் தொடர்புபடுத்தலாம். இப்படி வெவ்வேறு தனிமங்களைப் பயன்படுத்தி கிடைக்கும் நிறமாலைகளை ஒப்பிட்டு நோக்கின், தனிமங்களின் அணு எடைகள் மிக மிக அவற்றால் உமிழப்படும் X- கதிர்களின் அலை நீளங்கள் ஒழுங்காகக் குறைவது தெளிவாகிறது (படம் 10).



படம் 10
X-கதிர் நிறமாலை

மோஸ்லே ஒரு தனிமத்தால் உமிழப்படும் X-கதிரின் அலைநீளம் அந்த தனிம அணுவிலுள்ள உட்கருவின் நேர் மின்சுமையைப் பொறுத்தது என்று கண்டார். அவற்றிற்கு இடையேயான தொடர்பினை ஒரு சமன்பாடாகத் (சமன்பாடு 4) தந்தார்.

$$\sqrt{\nu} = \sqrt{\frac{c}{\lambda}} = a\,(Z-b) \qquad \ldots\ldots\ldots(4)$$

இதில் Z என்பது உட்கருவிலுள்ள நேர்மின்சுமைகளின் எண்ணிக்கை, ν என்பது X-கதிர்ககளின் அதிர்வு எண் (frequency), λ என்பது X-கதிர்களின் அலை நீளம், c என்பது ஒளியின் திசை வேகம் (velocity), a, b என்பன மாறிலிகள், நேர்மின்சுமை தெரிந்த உட்கருவைக் கொண்ட தனிமங்களைப் பயன்படுத்தி பெறப்படும் X-கதிர் ஆய்வின் முடிவுகளிலிருந்து பெறப்படுவன.

அளக்கப்பட்ட X- கதிர்களின் அலை நீளத்தைப் பயன் படுத்தி அக்கதிர்களை உமிழ்ந்த உலோக அணுவிலுள்ள உட்கரு வின் நேர்மின் சுமைகளின் எண்ணிக்கையை கணக்கிட சமன்பாடு (4) துணை செய்கிறது. இப்படி கணக்கிடப்பட்ட உட்கருவினுடைய நேர் மின்சுமையின் எண்ணிக்கை **அணு எண்** (atomic number) எனப்படுகிறது. இது உட்கருவில் உள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமம்.

புரோட்டான், நியூட்ரான் ஆகியவற்றின் பொருண்மை யுடன் ஒப்பிடின் எலக்ட்ரானின் பொருண்மை தள்ளத்தக்கது (negligible). இதனை நாம் அறிவோம். எனவே ஓர் அணுவின் அனைத்துப் பொருண்மையும் புரோட்டான், நியூட்ரான் ஆகிய வற்றால் ஆன உட்கருவில் செறிவுற்றுள்ளது என்பது தெளிவா கிறது. Z என்பது அணு எண் என்றும், A என்பது பொருண்மை எண் என்றும் கொண்டால் நியூட்ரான், புரோட்டான், எலக்ட்ரான் ஆகியவற்றின் எண்ணிக்கை கீழ்க்காண்பன ஆகும்.

உட்கருவில் உள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை $=A-Z$
உட்கருவில் உள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை $=Z$
அணுவில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை $=Z$

பிளாங்கின் குவாண்டம் கொள்கை

கரும் பொருள்கள் உமிழும் கதிர்கள் பற்றி மேக்ஸ்பிளாங் (Max Planck) என்பவர் ஆராய்ந்தார். இதிலிருந்து ஒரு பொருள் வெப்பம், ஒளி போன்ற ஆற்றலை தொடர்ந்து உமிழ்வதோ அல்லது உறிஞ்சுவதோ இல்லை; மாறாக தொடர்ச்சியின்றி சிறு, சிறு துண்டுகளாக உமிழ்கிறது அல்லது உறிஞ்சுகிறது என்று கருதினார். இந்தத் துண்டு அல்லது துணிக்கப்பட்ட ஆற்றல் கட்டு (energy pocket) குவாண்டம் (quantum) என்று அழைக்கப்படுகிறது. ஆல்பிரட் ஐன்ஸ்டைன் (Albert Einstein) என்பவர் பிளாங்கின் இக்கொள்கையை பொதுமையாக்கினார். அனைத்து ஆற்றல் கதிர்களும் குவாண்டங்களால் ஆனவை என்று கூறினார். ஒரு குவாண்டத்தின் ஆற்றல்

$$\Sigma = h\nu$$

இதில் h என்பது பிளாங் மாறிலி ($=6{\cdot}624\times10^{-27}$ எர்க் செகண்ட்) ν என்பது உமிழப்படும் கதிரின் அதிர்வு எண் (செகண்ட்$^{-1}$ அலகில்). பல ஆய்வின் முடிவுகள் இந்த சமன்பாடு சரியானது என்பதைக் காட்டுகின்றன. எனவே பிளாங் வழங்கிய குவாண்டம் கொள் கையின் பிழிவு பின் வருவதாகும். ஒரு பொருள் ஒரு குவாண்டம் அளவு (அதாவது $h\nu$) அல்லது அதனை ஏதேனும் ஒரு முழு

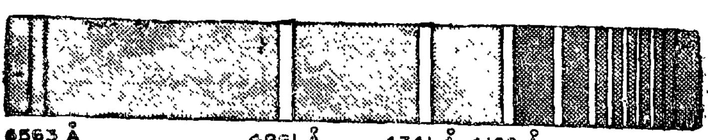
எண்ணால் பெருக்கக் கிடைக்கும் அளவு (அதாவது $2h\nu$, $3h\nu$ . . . . . . $nh\nu$) ஆற்றலை உமிழ்கிறது அல்லது உறிஞ்சுகிறது.

வரி நிற மாலை

ஒரு திண்மத்தை (solid) செஞ்சூடாகும்வரை சூடாக்கி, அது உமிழும் கதிர்களை ஒரு நிறமாலை வருவியின் (spectrograph) வழியாகச் செலுத்திப் பகுப்பின், ஒரு தொடர் நிறமாலை (continuous spectrum) கிடைக்கிறது. மாறாக, ஒரு வாயுவைச் சூடாக்கின் வரி நிறமாலை (line spectra) அல்லது பட்டை நிறமாலை (band spectra) கிடைக்கிறது. அணுக்கள் வரி நிறமாலையையும் மூலக்கூறுகள் பட்டை நிறமாலையையும் தோற்றுவிக்கின்றன. வரிநிறமாலைகளில் எளியது ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் நிறமாலை ஆகும். இதில் பலவரிகள் உள்ளன. இவ்வரிகளை பல தொடர்களாக வகைப்படுத்தலாம். அவை :

(i)	லைமென் தொடர்	(Lyman series)
(ii)	பாமர் தொடர்	(Balmar series)
(iii)	பாஸ்ச்சன் தொடர்	(Paschen series)
(iv)	பிராக்கட் தொடர்	(Bracket series)
(v)	பண்ட் தொடர்	(Pfund series)

இவற்றில் பாமர் தொடர் மட்டுமே நிறமாலையில் பார்வைக்குப் புலனாகும் பகுதியில் (visible region) இடம் பெற்றுள்ளது. இந்தத் தொடரில் உள்ள வரிகளை (lines) ஒரு நிறமாலை நோக்கி மூலம் (spectroscope) நோக்கின் அவை படம் 11-ல் காண்பது போன்று தோன்றும்.



படம் 11

ஹைட்ரஜன் நிறமாலையில் பாமர் தொடர்

ஒரு தொடரில் உள்ள பல்வேறு வரிகளின் அலை நீளங்களை ஒரு பொதுச் சமன்பாட்டைப் பயன்படுத்தி ஒன்றுடன் ஒன்று தொடர்பு படுத்தலாம். இச்சமன்பாடு ரிட்ஸ் தொகுப்புத் தத்துவம்

(Ritz combination principle) எனப்படுகிறது. இது கீழ்க்காண்ப தாகும்.

$$\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \quad ......(5)$$

இதில் இடம் பெற்றுள்ள பல்வேறு அளவுகள் கீழ்க் காண்பன. λ என்பது தொடரிலுள்ள வரியின் அலைநீளம். $\bar{\nu}$ என்பது அலை எண் (wave number). இது ஒரு சென்டிமீட்டர் நீளத்திற்குள் அமையும் அலைகளின் எண்ணிக்கை. இது அலைநீளத்தின் தலைகீழ் மதிப்பிற்குச் சமம். R_H என்பது ரைய்ட்பர்க் மாறிலி (Rydberg constant). இதன் மதிப்பு 109,677·76 செ. மீ.$^{-1}$ n_1 என்பது ஒரு முழு எண் (integer). இது ஒரு குறிப்பிட்ட தொடருக்கு உரித்தானது. n_2 என்பது முழு எண்; பல்வேறு மதிப்புடையது. இதன் சிறிய மதிப்பு n_1—யைவிடப்பெரியது. இதன் மதிப்பு n_1+1, n_1+2, n_1+3 முதலியன. ஹைட்ரஜன் நிறமாலையில் உள்ள பல்வேறு தொடர்களுக்குத் தொடர்பான n_1, n_2 மதிப்புகளை அட்டவணை 2 தொகுத்துத் தருகிறது.

அட்டவணை 2

தொடர்	n_1	n_2
லைமென்	1	2, 3, 4 முதலியன.
பாமர்	2	3, 4, 5 முதலியன.
பாஸ்ச்சன்	3	4, 5, 6 முதலியன.
பிராக்கட்	4	5, 6, 7 முதலியன.
பண்ட்	5	6, 7, 8 முதலியன.

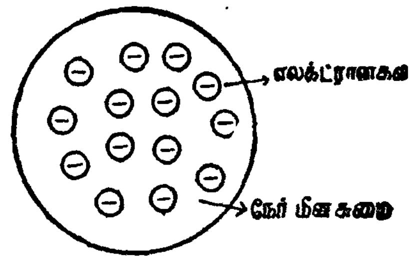
தொடக்க கால அணுமாதிரிகளின் தோல்வி

நாம் அணு அமைப்பு பற்றிய இரண்டு மாதிரிகளைப் பற்றி அறிந்தோம். அவை தாம்சன் மாதிரி, ருதர்போர்ட் மாதிரி. அவை அணுக்களின் நிலைத்தன்மையை (stability) எந்த அளவிற்கு விளக்குகின்றன என்பது பற்றிக் காண்போம்.

தாம்சன், அணு என்பது நேர் மின் சுமைக்கோளம் என்றும், அதில் எலக்ட்ரான்கள் சீராக அமைந்து அதனை நடுநிலை ஆக்கு

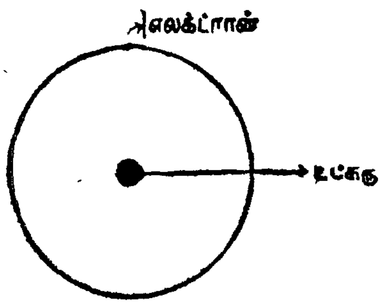
கின்றன என்றும் கருதினார் (படம் 12). இது கீழ்க்காணும் இரண்டு காரணங்களால் பிழையுடையது.

1. அணு பொருண்மையை விளக்க மிகுந்த எண்ணிக்கையுள்ள எலக்ட்ரான்கள் தேவை.
2. அணுவின் உட்கரு பற்றிய கண்டுபிடிப்புகளை இதனைப் பயன்படுத்தி விளக்க முடிவதில்லை.

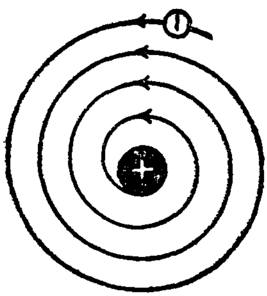


படம் 12
தாம்சனின் அணுமாதிரி

ருதர்போர்ட் அணுமாதிரியில் அணுவின் நேர்மின் சுமை முழுவதும் அதன் மையத்திலுள்ள பொருண்மை மிக்க, மிகச் சிறிய பருமனுள்ள உட்கருவில் செறிவுற்றுள்ளது என்றும், எதிர் மின் சுமையுள்ள எலக்ட்ரான்கள் உட்கருவைச் சுற்றியுள்ள வெளியில் சீராக அமைந்துள்ளன என்றும் காட்டப்படுகிறது. இதிலிருந்து கோள்மண்டல அணுமாதிரி (planetary atom model) தோன்றுகிறது. இதன்படி உட்கருவைச் சுற்றி அமைந்த தெளிவான வட்டப்பாதைகளில் (orbits) எலக்ட்ரான்கள் சுழல்வதாகக் கருதப்படுகிறது (படம் 13).



படம் 13
ருதர்போர்டின் அணுமாதிரி



படம் 14
உட்கருவை நோக்கி
எலக்ட்ரான் சுழலல்

மின் இயக்கவியல் (electrodynamics) கொள்கை ஒன்றின்படி உட்கருவைச் சுற்றிச் சுழலும் ஓர் எலக்ட்ரான் தொடர்ந்து ஆற்றலை வெளியிட வேண்டும். இப்படி ஆற்றலை இழப்பதால் அது சிறிது சிறிதாக உட்கருவை நோக்கிச்சுற்றி, இறுதியில் 10^{-8} செகண்ட் கால அளவிற்குள் உட்கருவினுள் விழவேண்டும் (படம் 14). ஆனால் உண்மையில் இதற்கு மாறாக அணுக்கள் நிலையாக உள்ளன. ஆகையால் ரூதர்போர்ட் அணுமாதிரியும் பிழையுடையது.

ஹைட்ரஜன் அணு பற்றிய போர் கொள்கை

அணுவின் நிலைத் தன்மையையும், ரிட்ஸ் தொகுப்பு தத்துவத்தின் வெற்றியையும் ஒருங்கே விளக்கக்கூடிய அணு அமைப்பு பற்றிய ஒரு கொள்கையை உருவாக்குவதற்காக நீல்ஸ் போர் (Niels Bohr) கீழ்க்காணும் புனைவுகளைச் (Postulates) செய்தார்.

1. ரூதர்போர்ட் அணுமாதிரி சரியானது. அணு நேர்மின் சுமை உடைய, கனமான உட்கரு, அதனை வட்டமிடும் எதிர்மின் சுமை உடைய எலக்ட்ரான் ஆகியவற்றால் ஆனது.

2. எலக்ட்ரானின் வட்டப்பாதை நிலையானது; அதில் சுற்றும்போது எலக்ட்ரான் ஆற்றலை வெளியிடுவதில்லை.

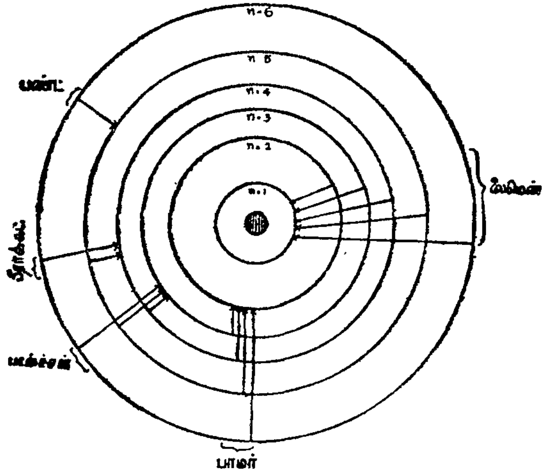
3. அதிக ஆற்றல் உடைய ஒரு வட்டப்பாதையில் இருந்து குறைந்த ஆற்றலுடைய வட்டப்பாதைக்கு ஓர் எலக்ட்ரான் தாவும்போது ஆற்றலை வெளியிடுகிறது. இப்படி வெளியாகும் ஆற்றலின் அதிர்வு எண் (frequency) பின்வரும் சமன்பாட்டால் தரப்படுகிறது.

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} \qquad \text{.................. (6)}$$

இதில் ΔE என்பது இரண்டு வட்டப்பாதைகளின் ஆற்றல்களுக்கு இடையேயான வேறுபாடு.

அணுவில் உள்ள பல்வேறு வட்டப்பாதைகளில் இருந்து எலக்ட்ரான் உள்நோக்கித் தாவுவதால் பல்வேறு நிறமாலைத்

தொடர்கள் தோன்றுவதை படம் 15 சித்தரிக்கிறது. போர் கொள்கை, இவ்வாறு அணுவின் நிலைத் தன்மையையும், ரிட்ஸ் தொகுப்புத் தத்துவத்தின் சிறப்பையும் விளக்குகிறது.



படம் 15

ஹைட்ரஜன் நிறமாலைத் தொடர்கள் தோன்றல்

போர் அணுமாதிரியின் குறைகள்

ஹைட்ரஜன் அணு என்பது ஓர் ஒற்றை எலக்ட்ரான் அமைப்பு. இதன் நிறமாலையின் தொடர்களையும் அவற்றிலுள்ள வரிகளையும் போர் கொள்கை நன்கு விளக்குகிறது. இதனைக் கண்டோம். மற்ற அணுக்கள் எல்லாம் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களைக் கொண்ட அமைப்புகள். இவற்றின் நிறமாலை களின் அமைப்புகளை போர் கொள்கையால் சரியாக விளக்க முடிவதில்லை. இதற்கு காரணம் என்ன? இத்தகைய பல்-எலக்ட்ரான் அமைப்புகளில் ஒத்த மின்சுமை உடைய எலக்ட்ரான்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று முரணுகின்றன (repel). போர் கொள்கை இப்படி முரணுவதால் ஏற்படும் விளைவுகளை கருத்தில் கொள்வதில்லை.

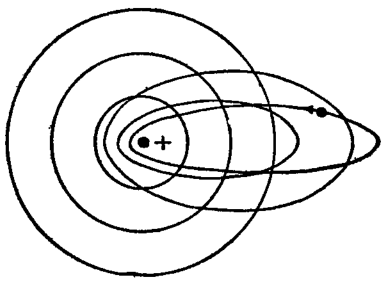
அணு நிறமாலையில் உள்ள வரிகளை திறன்மிக்க நிறமாலை நோக்கியால் பகுத்து ஆயின் ஒவ்வொரு வரியும் நெருக்கத்தில் அமைந்துள்ள இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட வரிகளால் ஆனது என்பது தெரிகிறது. இந்த வரிகள் காந்தபுலத்தில் மேலும்

பிரிப்படைகின்றன. இது சீமன் விளைவு (Zeeman effect) எனப் படுகிறது. இந்த விளைவையும் போர் கொள்கையால் விளக்க முடிவதில்லை.

போர் கொள்கையில் திருத்தங்கள்

மேற்கண்ட குறைபாடுகளைக் களைவதற்காக கீழ்க்காணும் திருத்தங்கள் போர் கொள்கையில் செய்யப்பட்டன.

1. அணுவில் எலக்ட்ரான் உட்கருவை மையமாகக்கொண்டு சுற்றுவதில்லை. மாறாக முழு அணுவின் ஈர்ப்பு மையத்தை (centre of gravity) மையமாகக் கொண்டு சுற்றுகிறது.
2. எலக்ட்ரான்களின் பாதைகள் வட்டங்கள் அல்ல. மாறாக நீள்வட்டங்கள் (elliptical) (படம் 16).
3. நீள்வட்டப் பாதைகளின் அச்சுக்களும் (axes) அணுவின் ஈர்ப்பு மையத்தை மையமாகக் கொண்டு சுற்றுகின்றன.



படம் 16
ஹைட்ரஜன் அணுவிலுள்ள ஓர் எலக்ட்ரானின் சில வட்ட, நீள்வட்ட பாதைகள்

குவாண்டம் எண்கள்

முன்னர் குறிப்பிட்ட நீல்ஸ் போரின் புரட்சிகரமான கருத்துகள் குவாண்டம் கொள்கையின் தொடக்கங்கள் ஆகும். குவாண்டம் கொள்கை மிகச் சிறிய துகள்களின் இயக்கங்களைப் பற்றியது. குவாண்டம் எண்கள் (quantum numbers) என்பன எலக்ட்ரானின் ஆற்றலை விவரிப்பன. போர் கொள்கையின் விளைவாகப் பிறந்து அதன் வளர்ச்சியால் வளர்ந்தன.

போர் கொள்கையின்படி ஓர் அணுவில் எலக்ட்ரான்கள் குறிப்பிட்ட ஆற்றல் மட்டங்களில் (energy levels) மட்டுமே நிலவுகின்றன. இவை வட்டப்பாதைகள் (orbits) எனப்

படுகின்றன. இவை n = 1,2,3,4 முதலிய எண்களால் குறிக்கப் படுகின்றன. n என்ற இந்த எண் முதன்மை குவாண்டம் எண் (principal quantum number) எனப்படுகிறது.

முதன்மைக் குவாண்டம் எண் n = 1,2,3,4 முதலிய மதிப்புடைய ஆற்றல் மட்டங்கள் முறையே K,L,M,N முதலிய வட்டங்கள் எனப்படுகின்றன. இவை ஒவ்வொன்றிலும் $2n^2$ எண்ணிக்கையுடைய எலக்ட்ரான்கள் இடம் பெறலாம். இதன் படி முதல் ஆற்றல் மட்டம் (K வட்டம்) இரண்டு எலக்ட்ரான் களையும், இரண்டாவது (L வட்டம்) எட்டு எலக்ட்ரான்களையும், மூன்றாவது (M வட்டம்) பதினெட்டு எலக்ட்ரான்களையும், நான்காவது (N வட்டம்) முப்பத்திரண்டு எலக்ட்ரான்களையும் கொள்ளும் திறன் உடையன.

நாம் முன் குறிப்பிட்டபடி நிறமாலையில் உள்ள ஒவ்வொரு வரியும் நெருக்கத்தில் அமைந்த மிக மெல்லிய வரிகளின் தொகுப்பு ஆகும். இது ஒவ்வோர் ஆற்றல் மட்டத்திலும் பல உள்மட்டங் கள் (Sub-levels) உண்டு என்பதையும், அவை ஒன்றிலிருந்து ஒன்று ஆற்றலால் சிறிய அளவில் வேறுபட்டன என்பதை யும் சுட்டுகிறது. இதனைக் குறிப்பிட ஒரு புதிய குவாண்டம் எண், l, பயன்படுத்தப்படுகிறது. இது கோண உந்தக் குவாண்டம் எண் (azimuthal quantum number) எனப்படுகிறது. இது வட்டப்பாதையின் வடிவத்துடன் (shape) தொடர்புடையது. இதன் மதிப்புகள் முதன்மைக் குவாண்டம் எண்ணைப் பொறுத்தன. முதன்மைக் குவாண்டம் எண் n என்றால் l-ன் மதிப்புகள் 0, 1, 2, ... (n—1), ஆகும். $l=0,1,2,3$ மதிப் புடைய உள்மட்டங்கள் முறையே s, p, d, f ஆர்பிட்டால்கள் (orbitals) எனப்படுகின்றன.

பின்னர், இவற்றுடன் வேறு இரண்டு குவாண்டம் எண்கள் சேர்க்கப்பட்டன. அவை (i) காந்த குவாண்டம் எண் (magnetic quantum number) (ii) சுழற்சிக் குவாண்டம் எண் (spin quantum number). காந்தபுலத்தில் நிறமாலை வரியினுள் அமைந்த உள்வரி கள் மேலும் பிரிப்புறுகின்றன. இது உள்மட்டங்கள் ஒவ்வொன்றும் காந்தபுலத்தால் பிரிக்கப்படுகின்றன என்பதைக் குறிக்கிறது. இதை அடிப்படையாகக்கொண்டு காந்த குவாண்டம் எண்(m) அறிமுகப்படுத்தப்பட்டுள்ளது. இது ஆர்பிட்டால்களின் திசைச் சார்பினைக் குறிக்கிறது. ஒரு குறிப்பிட்ட l மதிப்பிற்கு தொடர் புடைய m-ன் மதிப்புகள் 0, + 1, — 1, + 2, — 2 முதலியன;

அதாவது $+l, -l$ ஆகிய இரண்டிற்கும் இடைப்பட்ட அனைத்து மதிப்புகளும் உடையன.

எலக்ட்ரான்கள் தம்மைத்தாமே சுற்றிக் கொள்கின்றன. எனவே சுழற்சிக் குவாண்டம் எண் (spin quantum number) அறிமுகப்படுத்தப்பட்டுள்ளது. இது s என்று குறிக்கப்படுகிறது. இது $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ என்ற இரண்டு மதிப்புகள் உடையது. இவை எலக்ட்ரான் சுழற்சியின் திசையைக் குறிப்பிடுகின்றன.

எனவே ஓர் அணுவில் உள்ள ஓர் எலக்ட்ரானைக் கீழ்க்காணும் நான்கு வகை குவாண்டம் எண்களைப் பயன்படுத்தி வரையறுக்கலாம்.

1. முதன்மைக் குவாண்டம் எண் (n). இது முழு எண் (integer) மதிப்புகள் (சுன்னம் நீங்கலாக) உடையது. அதாவது $n = 1,2,3,4$ முதலியன.
2. கோண உந்தக் குவாண்டம் எண் (l). இதுவும் முழு எண் மதிப்புகள் உடையது. ஒரு குறிப்பிட்ட முதன்மைக் குவாண்டம் எண் n_1 என்க. இதற்குத் தொடர்புடைய l மதிப்புகளின் எண்ணிக்கை n_1 ஆகும். இவை 0 முதல் (n_1-1) வரை உள்ள முழு எண்கள் ஆகும். அதாவது $l = 0,1,2, \ldots, (n_1-1)$
3. காந்தக் குவாண்டம் எண் (m). இதுவும் முழு எண் மதிப்புகளை உடையது. ஒரு குறிப்பிட்ட l மதிப்பிற்கு தொடர்புடைய m மதிப்புகளின் எண்ணிக்கை $(2l+1)$ ஆகும். அவை $l, (l-1), (l-2), \ldots 2, 1, 0, -1, -2 \ldots -(l-1), -l$ ஆகும். அதாவது $0, \pm 1, \pm 2, \ldots \pm l$.
4. சுழற்சிக் குவாண்டம் எண் (s). இது இரண்டு மதிப்புகள் உடையது. அவை $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$.

பௌலி தவிர்ப்புத் தத்துவம்

ஓர் அணுவில் உள்ள ஏதேனும் ஓர் எலக்ட்ரானை வரையறுக்க எவ்வாறு இந்த நான்கு குவாண்டம் எண்களை பயன்படுத்துவது என்பதற்கு ஒரு விதி வழிகாட்டுகிறது. அந்த விதி பௌலி தவிர்ப்புத் தத்துவம் (Pauli exclusion principle) ஆகும். இதன்படி ஓர் அணுவில் உள்ள ஒரு எலக்ட்ரானின் நான்கு குவாண்டம் எண்களுடைய மதிப்புகளின் தொகுப்பும் (set) அதே அணுவிலுள்ள மற்றொரு எலக்ட்ரானின் குவாண்டம் எண்களினுடைய மதிப்புகளின் தொகுப்பும் ஒன்றாக இருக்காது.

எடுத்துக்காட்டாக ஓர் அணுவிலுள்ள முதல் ஆற்றல் மட்டத்தைக் (K வட்டம்) கருதுக. இதற்குரிய குவாண்டம் எண்களின் மதிப்புகள் $n=1$, $l=0$, $m=0$. எனவே இது 1s ஆர்பிட்டால். இதில் உள்ள எலக்ட்ரான் ஒன்றின் சுழற்சிக் குவாண்டம் எண் $+\frac{1}{2}$ அல்லது $-\frac{1}{2}$ இருக்கும். ஓர் எலக்ட்ரான் $n=1$, $l=0$, $m=0$, $s=+\frac{1}{2}$ என்ற மதிப்புகளைக் கொண்டிருப்பின் மற்றோர் எலக்ட்ரான் பௌலி தத்துவத்தின்படி $n=1$, $l=0$, $m=0$, $s=-\frac{1}{2}$ என்ற மதிப்புகளைக் கொண்டிருக்கலாம். இவ்வாறு பௌலி தவிர்ப்புத் தத்துவம் ஓர் ஆர்பிட்டாலில் இரண்டு எலக்ட்ரான்கள் வரை இடங்கொள்ளலாம் என்பதைக் காட்டுகிறது. இந்த அடிப்படையில் கருதின் $n=2$, $l=1$ $m=-1,0,+1$ மதிப்புகளை உடைய 2p மட்டத்தில் மொத்தம் மூன்று ஆர்பிட்டால்கள் இருப்பதும், அவற்றில் மொத்தம் 6 எலக்ட்ரான்கள் வரை இடங்கொள்ளலாம் என்பதும் தெரிகிறது. இது போன்றே $n=3$, $l=2$, $m=-2,-1, 0, +1, +2$ மதிப்புகளைக் கொண்ட 3d மட்டத்தில் மொத்தம் 5 ஆர்பிட்டால்கள் இருப்பதும், அவற்றில் மொத்தம் 10 எலக்ட்ரான்கள் இடங் கொள்ளலாம் என்பதும் தெரிகிறது.

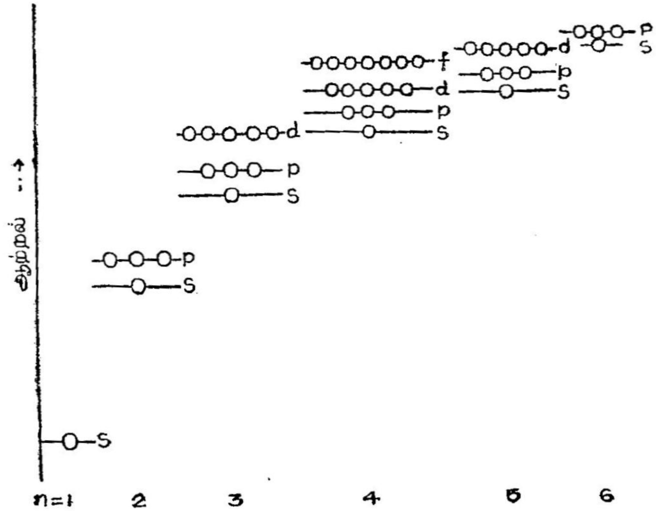
எலக்ட்ரானின் மொத்த ஆற்றல்

ஓர் அணுவில் உள்ள ஓர் எலக்ட்ரானின் ஆற்றலை நான்கு குவாண்டம் எண்களும் ஒட்டுமொத்தமாகக் குறிக்கின்றன. முதன்மைக் குவாண்டம் எண், n, ஓர் எலக்ட்ரான் எந்த ஆற்றல் மட்டத்தைச் சேர்ந்தது என்பதைக் குறிக்கிறது. எனவே ஒத்த n மதிப்பு உடைய எலக்ட்ரான்கள் அனைத்தும் ஒரே ஆற்றல் மட்டத்தைச் சேர்ந்தன. கோண உந்தக் குவாண்டம் எண், l, ஒரு எலக்ட்ரான், ஆற்றல் மட்டத்தில் உள்ள எந்த உள்மட்டத்தில் (sub-level) உள்ளது என்பதைக் குறிக்கிறது. ஒரே n மதிப்பும் வெவ்வேறு l மதிப்புகளும் உடைய உள்மட்டங்கள் ஒன்றிலிருந்து மற்றொன்று ஆற்றலால் சிறிது வேறுபட்டன. எனவே வெவ்வேறு உள்மட்டங்களில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள் சிறிதளவு வேறுபட்ட ஆற்றல்கள் உடையன. காந்தக் குவாண்டம் எண், m, ஆற்றல் உள்மட்டங்களை (energy sub-level) மேலும் ஆர்பிட்டால்களாகப் பிரிக்கிறது. எனவே, பொதுவாக ஒரு குறிப்பிட்ட மதிப்புடைய ஆர்பிட்டால் தொகுப்பில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள் அனைத்தும் ஒத்த ஆற்றல் உடையன.

ஆற்றல் மட்டங்களின் படம்

இயல்பான நிலையில் (natural state) ஓர் அணுவில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள் அவற்றின் ஆற்றல்கள் மீக்குறை (minimum)

மதிப்புடையனவாக இருக்கும் வகையிலே அணுவின் ஆற்றல் மட்டங்களில் இடங்கொள்கின்றன. இப்படி இடங்கொள்கையில் நாம் மேலே கண்ட விதிகளுக்கும் கட்டுப்படுகின்றன. இயல்பான நிலையில் எலக்ட்ரான்கள் இடங்கொள்வதற்கான ஆற்றல் மட்டங்கள் படம் 17-ல் காட்டப்பட்டுள்ளன.



படம் 17

அணுவில் எலக்ட்ரான்களின் ஆற்றல் மட்டங்கள்

இந்தப் படம் குறிப்பதுபோல் முதல் ஆற்றல் மட்டத்தில் ($n=1$) உள்ள எலக்ட்ரான்கள் இயற்றளவு குறைவான ஆற்றல் உடையன. அடுத்து வரையப்பட்டுள்ள கோடுகள் ($n=2$, $n=3$, $n=4$ முதலியன) உயர்ந்த ஆற்றல் மட்டங்களைக் குறிக்கின்றன. இதில் 3d ஆர்பிட்டால்கள் ($n=3$, $l=2$, $m=0$, ± 1, ± 2) 4s ஆர்பிட்டாலை ($n=4$, $l=0$, $m=0$) விடக்குறைவான ஆற்றல் உடையதாக இருப்பது நோக்கற்குரியது. இதுபோன்ற பிறழ்ச்சிகள் (inversions) மற்ற உயர் மட்டங்களிலும் காணப்படுகின்றன.

முதல் மூன்று ஆற்றல் மட்டங்களைக் ($n=1$, $n=2$, $n=3$) கருதுக. இவற்றில் முதல் இரண்டு மட்டங்களுக்கும் ($n=1$, $n=2$) இடையேயான ஆற்றல் வேறுபாட்டைக் காட்டிலும் கடைசி இரண்டு மட்டங்களுக்கும் ($n=2$, $n=3$) இடையேயான வேறுபாடு குறைவாக இருப்பது குறிப்பிடத்தக்கது. இதுபோல் n மதிப்பு மிகமிக இரண்டு மட்டங்களுக்கு இடையேயான வேறுபாடு

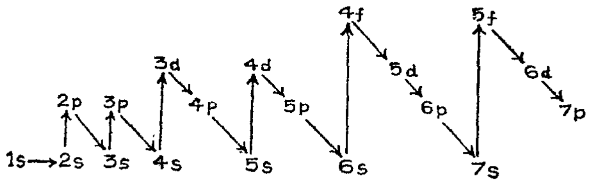
குறைகிறது. இதுவே 3d, 4s பிறழ்ச்சிக்கும் (inversion) இன்ன பிற பிறழ்ச்சிகளுக்கும் காரணம் ஆகும்.

இயல்பான நிலையில், பல்வேறு ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் சென்று இடங்கொள்ளும் நிகழ்ச்சி பின்வரும் விதிகளை ஒத்து நிகழ்கிறது.

1. முதன்மைக் குவாண்டம் எண் n உடைய ஒரு வட்டத்தின் இடம் கொள்ளும் எலக்ட்ரான்களின் அதிக எண்ணிக்கை $2n^2$.

2. ஓர் உள்மட்டத்தில் (s, p, d, முதலியன) இருக்கக்கூடிய எலக்ட்ரான்களின் அதிக எண்ணிக்கை $2(2l+1)$. இதில் l என்பது கோண உந்தக் குவாண்டம் எண் ஆகும்.

3. ஆர்பிட்டால்கள் அவற்றின் ஆற்றல் ஏறு வரிசையில் நிரம்புகின்றன. இது ஆஃபா தத்துவம் (aufbau principle) எனப்படுகிறது. இந்த வரிசையை ஆற்றல் மட்டங்களினுடைய படத்தின் (படம் 17) துணையுடன் காணலாம். இந்த வரிசை படம் 18-ல் காட்டப்பட்டுள்ளது.



படம் 18
ஆர்பிட்டால்கள் நிரம்பும் வரிசை

4. வேறு ஏதேனும் வெற்று (empty) ஆர்பிட்டால் கிடைக்கும் வரை, எந்த ஓர் எலக்ட்ரானும் முன்னரே ஓர் எலக்ட்ரான் இடங்கொண்ட ஆர்பிட்டாலில் சென்று இரட்டையாகாது. இது ஹுண்ட் விதி (Hund's rule) எனப்படுகிறது.

5. ஓர் ஆர்பிட்டாலில் இரண்டு எலக்ட்ரான்கள் மட்டுமே இடங்கொள்ளும் (பௌலி தவிர்ப்புத் தத்துவம்).

6. ஆற்றல் மட்டங்கள் முழு அல்லது சரியாக பாதி நிரம்பும் இயல்புடையன.

இந்த விதிகளை ஒத்து ஆர்பிட்டால்களை எலக்ட்ரான்களால் நிரப்பி, சில தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகளை உருவாக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக முதலில் ஹைட்ரஜன் அணுவைக் கருதுக. இதன் அணு எண் 1. எனவே இதிலே ஓர் எலக்ட்ரான்

1s ஆர்பிட்டாலில் உள்ளது. எனவே ஹைட்ரஜன் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

$_1H$ $1s^1$

ஆனால் ஓர் ஆர்பிட்டாலில் இரண்டு எலக்ட்ரான்கள் வரை இடங் கொள்ளலாம். ஆதலின், ஹீலியம் அணுவின் அமைப்பு

$_2He$ $1s^2$

லித்தியம் அணுவில் மூன்று எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன. எனவே அதன் அமைப்பு

$_3Li$ $1s^2\ 2s^1$

இதுபோல் பெரிலியம் அணுவின் அமைப்பு

$_4Be$ $1s^2\ 2s^2$

போரான் (Boron) அணுவின் அமைப்பு

$_5B$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$

உள்மட்டம் 2p, ஆறு எலக்ட்ரான்கள் வரை கொள்ளும் திறன் உடையது. எனவே அணு எண் 6, 7, 8, 9, 10 உடைய தனிமங் களின் அணு அமைப்பு

$_6C$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^2$
$_7N$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^3$
$_8O$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^4$
$_9F$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^5$
$_{10}Ne$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$

நியான் அணுவில் 2s, 2p ஆர்பிட்டால்கள் முழுமையாக நிரம்பியுள்ளன. இந்த அமைப்பு எலக்ட்ரான்களின் எண்மம் (octet of electrons) எனப்படுகிறது. இந்த அமைப்பு ஒரு சிறப்பு அம்சம் உடையது. இது மற்ற வெளிவட்ட எலக்ட்ரான் அமைப்பு களைவிட அதிக நிலைத்தன்மை உடையது. மந்த வாயுக்கள் (inert gases) Ne, Ar, kr, Xe, முதலியன, அனைத்தும் இந்த அமைப்பு உடையன.

அடுத்த தனிமம் சோடியம். இதன் அணு எண் 11. எனவே இதில் 11 எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன. இதன் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

$_{11}Na$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

இதுபோன்றே படம் 18-ல் காட்டப்பட்டுள்ள வரிசையைப் பயன் படுத்தி அணு எண் 12, 13, 14, 15, 16, 17, 18 உடைய தனிமங் களின் அணு அமைப்புகளையும் காணலாம்.

$_{12}Mg$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	
$_{13}Al$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^1$
$_{14}Si$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^2$
$_{15}P$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^3$
$_{16}S$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^4$
$_{17}Cl$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^5$
$_{18}Ar$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$

அடுத்த தனிமம் பொட்டாசியம். இதன் அணு ஆர்கானின் எலக்ட்ரான் அமைப்புடன் ஒரு 4s எலக்ட்ரானையும் கொண்டுள்ளது. இதுபோல் கால்சியம் அணு ஆர்கானின் எலக்ட்ரான் அமைப்புடன் இரண்டு 4s எலக்ட்ரான்களையும் கொண்டுள்ளது.

$_{19}K$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

அல்லது

$_{19}K$ $(Ar)\ 4s^1$

$_{20}Ca$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

அல்லது

$_{20}Ca$ $(Ar)\ 4s^2$

இந்த இரண்டு தனிம அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகளிலும் 3d ஆர்பிட்டால்கள் நிரம்பாமல் 4s ஆர்பிட்டால் நிரப்பி உள்ளது. இதற்குக் காரணம் 3d ஆர்பிட்டால்களைவிட 4s ஆர்பிட்டால் குறைந்த ஆற்றல் உடையதாக இருப்பதே ஆகும். இதனை படம் 15-ல் முன்பே கண்டோம்.

வினாக்கள்

1. எதிர் மின்வாய்க் கதிர்கள் மின்சுமை உடைய துகள்களால் ஆனவை என்பதை எவ்வாறு ஆய்வின் மூலம் காட்டுவீர்கள்?
2. எலக்ட்ரானின் மின்சுமையை முதலில் கண்டறிந்தவர் யார்? அதை எவ்வாறு தீர்மானிப்பது?
3. ஓர் எலக்ட்ரானின் மின்சுமை எவ்வாறு கணக்கிடப்படுகிறது என்பது பற்றி ஒரு சிறு குறிப்பு எழுதுக.
4. எலக்ட்ரானின் புறப்பண்புகளைக் (physical properties) கூறுக.
5. எலக்ட்ரான்களைவிட புரோட்டான்கள் மிகுந்த பொருண்மை உடையன என்பதற்கான ஆய்வுச் சான்றினை விளக்குக.

6. புரோட்டானின் புறப்பண்புகள் யாவை?

7. நியூட்ரானின் பண்புகளை புரோட்டானின் பண்புகளுடன் ஒப்பிடுக.

8. பொருள் என்பது பெரிதும் வெற்றிடமே என்பதை ரூதர் போர்டின் ஆய்வு எவ்வாறு காட்டுகிறது?

9. கோள்மண்டல அணு மாதிரியின் இன்றியமையாக் கூறுகள் யாவை?

10. ரூதர்போர்ட் அணுமாதிரியின் இயக்க நிலையின்மையை (instability) நீக்க நீல்ஸ் போர் வழங்கிய கருத்துகள் யாவை?

11. ஹைட்ரஜனின் அணு நிறமாலையில் உள்ள பல்வேறு நிற மாலைத் தொடர்களின் தோற்றம் எவ்வாறு விளக்கப்படு கிறது.

12. முதன்மை, துணை, காந்த, சுழற்சி குவாண்டம் எண்களின் முக்கியத்துவத்தைக் கூறுக?

13. பௌலி தவிர்ப்புத் தத்துவம் என்ன? அது அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பை குறிக்க எவ்வாறு பயன்படுகிறது?

14. ஹூண்ட்ஸ் விதியைக் கூறுக.

15. பின்வரும் தனிம அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகளை எழுதுக. ${}_{19}K$, ${}_{8}S$, ${}_{20}Ca$, ${}_{10}Ne$.

அத்தியாயம் 4

வேதிப் பிணைப்பு

வேதிப் பிணைப்புகள்

அணு அமைப்பு பற்றிய போர் கொள்கை (Bohr Theory) அணுவினுள் எலக்ட்ரான்கள் அமைந்துள்ள விதம்பற்றி விளக்கு கிறது. இதனை முந்திய அத்தியாயத்தில் கண்டோம். இந்த கொள்கை ஏற்றுக் கொள்ளப்பட்ட பின்புதான், வேதிப் பிணைப்பு பற்றிய ஒரு விளக்கம் நிறைவு தரும் விதத்தில் கிடைத்தது. 1916 ஆம் ஆண்டு இணைதிறன் பற்றிய எலக்ட்ரான் கொள் கையை (Electronic Theory of Valency) கோசல் (Kossel), லூயிஸ் (Lewis) என்ற இருவர் தனித்தனியே வெளியிட்டனர். லாங்மியூர் (Langmuir), சிட்க்விக் (Sidgwick) முதலியோர் பின்னர் இக்கொள் கையை விரிவாக்கினர். இந்த கொள்கை வேதிப் பிணைப்புகளை சிறப்பாக விளக்குகிறது.

எலக்ட்ரான் அமைப்பும் இணைதிறனும்

இணைதிறன் பற்றிய எலக்ட்ரான் கொள்கையின்படி, ஒரு மூலக்கூறில் உள்ள அணுக்களை இணைக்கும் பிணைப்புகள் (bonds) அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகளுடன் தொடர்புடையன. நாம் அறிந்துள்ளபடி ஹீலியம் (He), நியான் (Ne), ஆர்கான் (Ar), கிரிப்டான் (Kr), செனான் (Xe) முதலியன மந்த வாயுக்கள் (Inert gases); கீழ்க்காணும் எலக்ட்ரான் அமைப்புகளை உடையன.

	K	L	M	N	O	P
He	2					
Ne	2	8				
Ar	2	8	8			
Kr	2	8	18	8		
Xe	2	8	18	18	8	
Rn	2	8	18	32	18	8

இந்த வாயுக்கள் மிகுந்த நிலைத்திறன் உடையன; வினை புரியும் திறன் இல்லாதன. எனவே வெளி வட்டத்தில் இரண்டு (முதல் ஆற்றல் மட்டமாக இருப்பின்) அல்லது எட்டு எலக்ட்ரான் கள் உள்ள அமைப்பு மிகுந்த நிலைத்தன்மை உடையது என்பது

இதிலிருந்து தெளிவாகின்றது. அணுக்கள் இயைந்து சேர்மங்கள் உருவாகும் போது இந்த நிலைத்தன்மை உண்டாகிறது. அணுக்கள் பெரிதும் மந்த வாயு ஒன்றின் அணு அமைப்பை எய்தும் வகையி லேயே இணைகின்றன. அதாவது அவற்றின் வெளி ஆற்றல் மட்டத் தில் இரண்டு அல்லது எட்டு எலக்ட்ரான்கள் இருக்கும் வகையில் இணைகின்றன. ஆகையால் ஒரு தனிமத்தின் இணை திறன் (valency) என்பது அதன் அணுவின் வெளி வட்டத்தில் உள்ள எலக்ட்ரான் களின் எண்ணிக்கை அல்லது இந்த எண்ணிக்கையை எட்டிலிருந்து (eight) கழிக்கக் கிடைக்கும் எண்ணிக்கை ஆகும். எடுத்துக் காட்டாக, சில தனிமங்களின் இணைதிறன்களும் அவற்றின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகளும் அட்டவணை 1-ல் தொகுக்கப் பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 1

இணை திறனும் எலக்ட்ரான் அமைப்பும்

தனிமம்	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
எலக்ட்ரான் அமைப்பு	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,8
இணை திறன்	1	2	3	4	3	2	1	0

வேதிப் பிணைப்பின் வகைகள்

எலக்ட்ரான் கொள்கையின்படி அணுக்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று இணைய பலவழிகள் உள்ளன. அவை: எலக்ட்ரான்களை ஏற்று இணைதல், இழந்து இணைதல், ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களைப் பங்கிட்டு இணைதல் ஆகியவையாகும். இவற் றால் வெவ்வேறு பிணைப்புகள் உருவாகின்றன. அவை: அயனிப் பிணைப்பு (ionic bond); சகப் பிணைப்பு (covalent bond); ஈந்திணைப் பிணைப்பு (co-ordinate bond) ஆகியவையாகும்.

ஒரு சேர்மத்தை உருவாக்க அணுக்களுக்கு இடையே ஏற் படும் பிணைப்பு ஓர் அணுவில் (அல்லது அணுக்களின் தொகுப்பில்) இருந்து மற்றோர் அணுவிற்கு (அல்லது அணுக்களின் தொகுப்

பிற்கு) ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை மாற்றுவதால் தோன்றினால் அப்பிணைப்பு **அயனிப் பிணைப்பு** (ionic bond) அல்லது **மின்னிடைப் பிணைப்பு** (electrovalent bond) எனப்படும். இதனால் உருவாகும் சேர்மம் அயனிச் சேர்மம் (ionic compound) எனப்படும். மாறாக, இணையும் அணுக்களுக்கு இடையே எலக்ட்ரான்கள் பங்கிடப்படுவதால் பிணைப்பு உருவா யின் அப்பிணைப்பு **சகப் பிணைப்பு** (covalent bond) எனப்படும். இதனால் உருவாகும் சேர்மம் சகப் பிணைப்புச் சேர்மம் (covalent compound) எனப்படும். பங்கீட்டுக்கு உள்ளான எலக்ட்ரான்கள், இணையும் இரண்டு அணுக்களில் ஏதேனும் ஒன்றிலிருந்து மட்டுமே வந்திருப்பின் அப்போது தோன்றும் பிணைப்பும் உருவாகும் சேர்மமும் முறையே **ஈந்திணைப் பிணைப்பு** (co-ordinate bond), ஈதல் பிணைப்புச் சேர்மம் (co-ordination compound) எனப்படும்.

அயனிப் பிணைப்பு

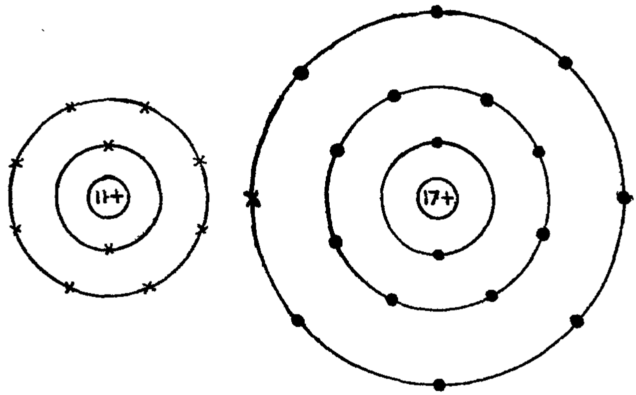
இந்த வகைப் பிணைப்பில், நாம் முன் பகுதியில் குறிப் பிட்டது போல், ஓர் அணு (அல்லது அணுக்களின் தொகுப்பு) தனது எலக்ட்ரான்களில் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்டன வற்றை தான் இணையும் மற்றொரு அணுவிற்கு (அல்லது அணுக் களின் தொகுப்பிற்கு) வழங்குகிறது.

எலக்ட்ரான்(களை) இழக்கும் அணுவைக் (அல்லது அணுக் களின் தொகுப்பைக்) கருதுக. எலக்ட்ரான்(களை) இழந்ததால் அதிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையைவிடக் குறைகிறது. எனவே இது நேர் மின் சுமை உடையதாகிறது. மாறாக எலக்ட்ரான்(களை) ஏற்கும் அணுவைக் (அல்லது அணுக்களின் தொகுப்பைக்) கருதுக. எலக்ட்ரான்(களை) ஏற்றதால் இதில் இப்போது புரோட்டான்களை விட அதிக எலக்ட் ரான்கள் உள்ளன. எனவே இது எதிர்மின் சுமை உடையதாகிறது. இவ்வாறு எலக்ட்ரான்களை இழந்ததால் அல்லது ஏற்றதால் மின் சுமையை ஏற்ற அணு (அல்லது அணுக்களின் தொகுப்பு) **அயனி** (ion) எனப்படுகிறது. இவ்வாறு உருவான அயனிகளின் இடையே ஏற்படும் இயற்கையான மின்னிலையியல் கவர்ச்சியால் (electro-static attraction) அவை கட்டுண்டுள்ளன. இந்த உண்மைகளை சோடியம், குளோரின் ஆகிய இரண்டும் பின்வருமாறு கூடி சோடியம் குளோரைடு உருவாவதை எடுத்துக்காட்டாகக் கொண்டு விளக்கலாம்.

$$\underset{(2,8,1)}{Na} \longrightarrow \underset{(2,8)}{Na^+} + e^-$$

$$\underset{(2,8,7)}{Cl} + e^- \longrightarrow \underset{(2,8,8)}{Cl^-}$$

இந்த மாற்றங்களை படம் 19 காட்டுகிறது. இப்படத்தில் சோடியம், குளோரின் அணுக்களில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள் முறையே X, புள்ளி ஆகியவற்றால் குறிக்கப்படுகின்றன.



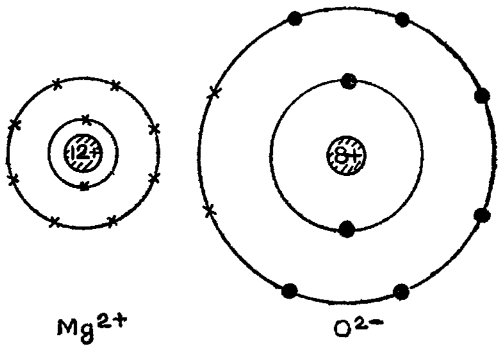
படம் 19

சோடியம் குளோரைடின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

மெக்னீசியம் ஆக்ஸைடை உருவாக்க மெக்னீசியம் ஆக்சிஜனுடன் கூடும்போது ஒவ்வொரு மெக்னீசியம் அணுவும் இரண்டு எலக்ட்ரான்களை ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணுவிற்குப் பின்வருமாறு வழங்குகிறது. படம் 20 இந்த மாற்றங்களைக் காட்டுகிறது.

Mg	$\longrightarrow$	$Mg^{2+} + 2e^-$
(2,8,2)		(2,8)
$O + 2e^-$	$\longrightarrow$	O^{2-}
(2,6)		(2,8)

இந்த எடுதத்துக்காட்டுகளில் எதிரான (opposite) மின்சுமை உடைய அயனிகள் மின்னிலையில் கவர்ச்சியால் கட்டுண்டுள்ளன. எனவே இவற்றிற்கு இடையேயான பிணைப்பு அயனிப் பிணைப்பு (ionic bond) அல்லது மின்னிடைப் பிணைப்பு (electrovalent bond) எனப்படுகிறது. இவற்றில் உருவான அயனிகள் மந்த வாயுக்களை ஒத்த, நிலையான, எலக்ட்ரான் அமைப்புகளைப் பெற்றபின் மேலும் எலக்ட்ரான்களை இழப்பதும் ஏற்பதும்



படம் 20

மெக்னீசியம் ஆக்சைடின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

இல்லை. எனவே அயனிப் பிணைப்பிற்கு உள்ளாகும் ஓர் அணுவின் இணை திறன் எண் (valency number) என்பது அருகிலுள்ள மந்த வாயுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுவதற்காக அந்த அணுவினால் இழக்க அல்லது ஏற்க வேண்டிய எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை ஆகும்.

அயனிப் பிணைப்பு உருவாகச் சாதகமான காரணிகள்

அயனிப் பிணைப்பு எதிரான மின்சுமை உடைய இரண்டு அயனிகளுக்கு இடையே நிலவுகிறது. இந்த அயனிகள் நேர்மின் சுமை உடைய அயனி, எதிர்மின் சுமை உடைய அயனி ஆகும். ஏதேனும் மின்புலம் தோற்றுவிக்கப்பட்டால் இவை முறையே எதிர்மின்வாய், நேர்மின்வாய் நோக்கி நகரும் இயல்புடையன. எனவே, இவை முறையே எதிர் அயனி (cation) நேர் அயனி (anion) எனப்படுகின்றன.

அணுக்களிலிருந்து அயனிகள் உருவாகி அவற்றிடையே கவர்ச்சி தோன்றலால் அயனிப் பிணைப்புகள் உருவாகின்றன அல்லவா? எனவே அணுக்களில் இருந்து அயனிகள் எளிதில் உருவாவதற்குச் சாதகமான காரணிகளே வலுவுள்ள அயனிப் பிணைப்பு உருவாவதற்கும் சாதகமாக அமைகின்றன. இவற்றில் குறிப்பிடத்தக்க இரண்டு காரணிகள்.

i) அயனியாக்கும் ஆற்றல் (ionisation potential)

ii) எலக்ட்ரான் நாட்டம் (electron affinity)

i) **அயனியாக்கும் ஆற்றல்**

வாயுநிலையில் நிலவும் ஓர் அணுவிலிருந்து ஓர் எலக்ட்ரானை முற்றிலும் நீக்கத் தேவைப்படும் ஆற்றல் **அயனியாக்கும் ஆற்றல்** ஆகும். நிறமாலையியல் முறைகளில் (spectroscopic methods) இதனைத் தீர்மானிக்கலாம். இது பொதுவாக **எலக்ட்ரான் வோல்ட்** (eV) அலகில் இயம்பப்படுகிறது. சில தனிமங்களின் (கார உலோகங்களின்) அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்புகள் அட்டவணை 2-ல் தொகுக்கப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 2

சில தனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றல்கள்

தனிமம்	அயனியாக்கும் ஆற்றல் (eV)
Li	5·4
Na	5·1
K	4·3
Ru	4·2
Cs	3·9

ஓர் அணுவிலிருந்து ஓர் எலக்ட்ரானை நீக்கத் தேவையான ஆற்றல், சற்று முன் நாம் விவரித்தது, முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றல் (first ionisation potential) எனப்படும். மாறாக, இப்படி உருவான, ஒற்றை இணைதிறனும் (univalent) ஒற்றை நேர்மின் சுமையும் (unipositive) உடைய அயனியிலிருந்து ஓர் எலக்ட்ரானை நீக்கி இரட்டை இணைதிற எதிர் அயனியை (divalent cation) உருவாக்கத் தேவையான ஆற்றல், இரண்டாம் அயனியாக்கும் ஆற்றல் (second ionisation potential) எனப்படும். இது போன்று மூன்றாம், நான்காம் அயனியாக்கும் ஆற்றல்களையும் வரையறுக்கலாம். இந்த அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்புகள் பின்வரும் வரிசையில் மிகுகின்றன.

முதல் < இரண்டாம் < மூன்றாம்.

இதனை மெக்னீசியத்தின் பல்வேறு அயனியாக்கும் ஆற்றல்கள் தெளிவாக்குகின்றன (அட்டவணை 3).

அட்டவணை 3

மெக்னீசியத்தின் அயனியாக்கும் ஆற்றல்கள்

அயனியாக்கும் ஆற்றல்	மதிப்பு (eV)
முதல்	7·60
இரண்டாம்	15·0
மூன்றாம்	80·1

அயனிப் பிணைப்பு நேர் அயனி, எதிர் அயனி ஆகியன உருவாவதால் உருவாகிறது. இவற்றில் எதிர் அயனி (cation) ஓர் அணுவிலிருந்து எலக்ட்ரானை அல்லது எலக்ட்ரான்களை நீக்கு வதால் உருவாவதால் அயனியாக்கும் ஆற்றலின் மதிப்பு சிறிதாக இருப்பின் எதிர் அயனி உருவாதல் எளிதாக இருக்கும். அதனால் அயனிப் பிணைப்பு உருவாதலும் எளிதாக இருக்கும்.

ii) எலக்ட்ரான் நாட்டம்

வாயு நிலையிலுள்ள மின் சுமையற்ற ஓர் அணுவுடன் ஓர் எலக்ட்ரானைச் சேர்த்து ஒரு நேர் அயனியை (anion) உருவாக் கும்போது வெளியாகும் ஆற்றலின் அளவு எலக்ட்ரான் நாட்டம் (affinity) எனப்படுகிறது. சில ஒற்றை இணைதிற (univalent electron) நேர் அயனிகளுக்கான எலக்ட்ரான் நாட்டங்கள் அட்டவணை 4-ல் தொகுக்கப்பட்டுள்ளன. ஏதேனும் ஓர் அயனியினுடைய எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மதிப்பு பெரியதாகவும், மிகை மதிப்பாக வும் (positive value) இருப்பின் அது அந்த அயனி உருவாகும் போது குறிப்பிடத்தக்க அளவு ஆற்றல் வெளியாகிறது என்பதை யும், அந்த அயனி எளிதில் உருவாகிறது என்பதையும் காட்டு கிறது. ஹலஜன்களின் எலக்ட்ரான் நாட்டங்களின் மதிப்புகள் மற்றத் தனிமங்களினுடையதை விட அதிகம்.

அட்டவணை 4

சில தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் நாட்டங்கள்

தனிமம்	எலக்ட்ரான் நாட்டம் (கி. கலோரி. மோல்$^{-1}$)
F	83·5
Cl	87·3
Br	82·0
I	75·7

அயனிச் சேர்மங்களின் பண்புகள்

பொதுவாக, அயனிச் சேர்மங்கள் மிகுந்த உருகுநிலை, கொதிநிலை உடையன; உருகிய நிலையில் அல்லது நீரில் கரைந்திருக்கும் நிலையில் மின்சாரத்தைக் கடத்தும் திறன் உடையன. இவை நீர், ஆல்கஹால்கள் போன்ற முனைப்புள்ள கரைப்பான்களில் (polar solvents) கரைகின்றன. ஆனால் பென்சீன், கார்பன் டெட்ரா குளோரைடு போன்ற முனைப்பிலா கரைப்பான்களில் (non-polar solvents) கரைவதில்லை.

திண்ம நிலையில் இருக்கும் அயனிச் சேர்மத்தில் உள்ள அயனிகள் வலிமை மிக்க மின் நிலையியல் கவர்ச்சியால் பிணைக்கப் பட்டுள்ளன. எனவே இந்தக் கவர்ச்சியை மீறவும், திண்மத்தைச் சிதைக்கவும் குறிப்பிடத்தக்க அளவு ஆற்றல் தேவை. இவற்றின் மிகுந்த உருகுநிலைகள், கொதிநிலைகள் ஆகியன இதன் நேரடி விளைவுகள் ஆகும். ஓர் அயனிச் சேர்மத்தை உருக்கும்போது அல்லது நீரில் கரைக்கும்போது இந்த வலிமை மிக்க கவர்ச்சி விசைகள் மறைகின்றன; அயனிகள் பிரிகையுற்று நகர்ச்சி அடை கின்றன; மின்சாரத்தை கடத்துகின்றன.

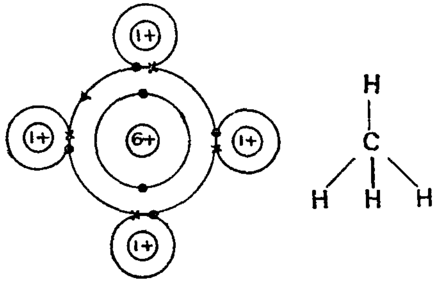
நீர் போன்ற முனைப்புள்ள கரைப்பானில் அயனிச் சேர் மத்தை இட்டதும் கரைப்பானின் மூலக்கூறுகள் வெகு வலிவுடன் அயனிப் படிகத்திலுள்ள அயனிகள் மீது செயல்படுகின்றன. இதனால் வெளியாகும் ஆற்றல், கரைப்பான் ஏற்ற ஆற்றல் (solvation energy) எனப்படுகிறது. இது அயனிகளைப் பிணைக்கும் மின்னிலையியல் விசைகளை மீற போதியதாக உள்ளது. இதுவே அயனிச் சேர்மங்கள் நீர் போன்ற கரைப்பான்களில் கரைவதற்குக் காரணமாகும். ஆனால் பென்சீன்போன்ற முனைப்பிலா கரைப் பான்கள் இவ்வாறு அயனிகள் மீது செயல்படுவதில்லை. இதனால் அயனிகள் கரைப்பானேற்றம் அடைவது இல்லை. எனவே கரைவதும் இல்லை.

சகப் பிணைப்பு

இவ்வகைப் பிணைப்புகளில் இணையும் இரண்டு அணுக்களால் சம அளவில் வழங்கப்படும் எலக்ட்ரான்கள் இரண்டிற்கும் இடை யில் பங்கிடப்படுகின்றன. இப்படி செய்யப்படும் பங்கீட்டால் ஒவ்வோர் அணுவின் வெளி வட்டத்திலும் உள்ள எலக்ட்ரான் களின் எண்ணிக்கை ஏதேனும் ஒரு மந்த வாயுவின் நிலைத்த எலக்ட்ரான் அமைப்பை எய்தும் வகையில் அதிகரிக்கின்றது.

எடுத்துக்காட்டாக, மீத்தேன் வாயுவைக் கருதுக. இதில் கார்பன், ஹைட்ரஜன் ஆகிய இரண்டிற்கும் இடையேயான பிணைப்புகள் சகப் பிணைப்புகள். இதில் ஒவ்வொரு ஹைட்ரஜன்

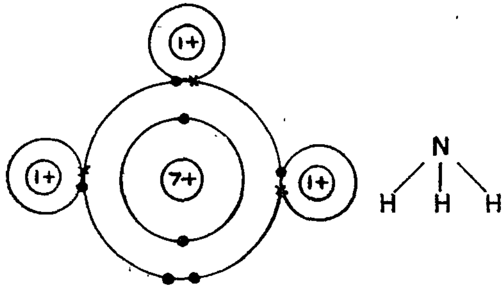
அணுவும், கார்பன் அணுவும் படம் 21-ல் காணும்படி பங்கிடப் பட்ட ஓர் எலக்ட்ரான் இரட்டையால் (pair of electrons) பிணைக் கப்பட்டுள்ளது. இப்படத்தில் ஹைட்ரஜன் அணுவிலிருந்து வரும் எலக்ட்ரான்கள் X குறியாலும், கார்பன் அணுவிலிருந்து வரும் எலக்ட்ரான்கள் புள்ளியாலும் (dot) குறிக்கப்படுகின்றன.



படம் 21
மீத்தேன் மூலக்கூறில் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

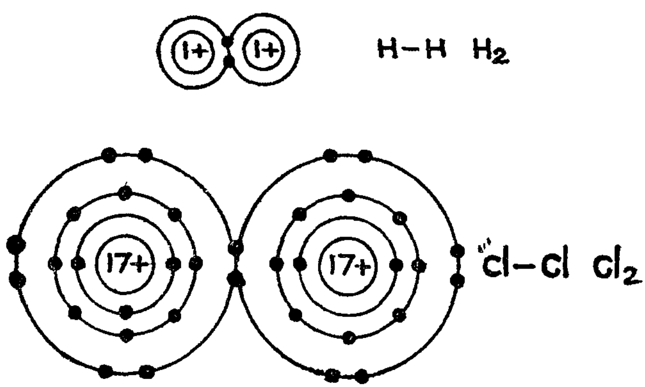
இதில் ஒவ்வொரு ஹைட்ரஜன் அணுவும் ஓர் எலக்ட்ரானைப் பெற்று, ஹீலியம் என்ற மந்த வாயுவின் நிலைத்த எலக்ட்ரான் அமைப்பை எய்துகிறது. கார்பன் அணுவும் நான்கு எலக்ட்ரான் களைப் பெற்று, நியானின் நிலைத்த எலக்ட்ரான் அமைப்பை எய்துகிறது. படத்தில் (படம் 21) நான்கு சகப் பிணைப்புகளும் ஒரே தளத்தில் ஒன்றிற்கொன்று செங்குத்தாக அமைந்திருப்பது போன்று காட்டப்பட்டுள்ளன. எளிமைக்காக இப்படி காட்டப் பட்டுள்ளது. ஆனால், உண்மையில் சகப் பிணைப்புகள் நான்கும் அவற்றிற்கு இடையேயான வலிமை மிக்க முரணல் (repulsion) காரணமாக ஒரு நான்முகியின் நான்கு மூலைகளை நோக்கி அமைந் துள்ளன.

அம்மோனியா மூலக்கூறை சகப் பிணைப்பிற்கு மற்றோர் எடுத்துக்காட்டாகக் கொள்ளலாம். அம்மோனியாவில் உள்ள நைட் ரஜன் அதன் வெளி வட்டத்தில் முன்னரே ஐந்து எலக்ட்ரான் களைக் கொண்டு உள்ளது. எனவே நிலைத்த மந்த வாயுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பை எய்துவதற்காக அது மூன்று எலக்ட்ரான் களை ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் பங்கிட்டுப் பெறுகிறது. இது படம் 22-ல் காட்டப்பட்டுள்ளது. சகப் பிணைப்பு உருவாவதில் பங்கு பெறாமல் வெளிவட்டத்தில் நிலவும் இரண்டு எலக்ட்ரான் கள் தனித்த இரட்டையாக (lone pair) நிலவுகின்றன.



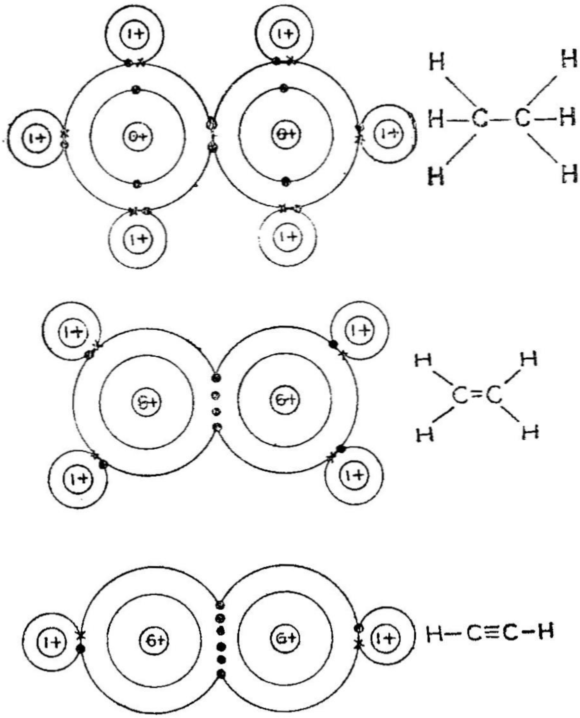
படம் 22
அம்மோனியா மூலக்கூறில் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

பெரும்பாலான அலோகத் தனிமங்களின் மூலக்கூறுகள் சகப் பிணைப்புகளைக் கொண்டுள்ளன. எடுத்துக்காட்டு : ஹைட்ரஜன், குளோரின் மூலக்கூறுகள் (படம் 23).



படம் 23
ஹைட்ரஜன், குளோரின் மூலக்கூறுகளில் எலக்ட்ரான் அமைப்புகள்

இரண்டு அணுக்களுக்கு இடையில் ஒன்று, இரண்டு அல்லது மூன்று எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் ஒரே போது பங்கிடப்படுவதால் இரண்டு அணுக்களுக்கும் இடையில் முறையே ஒன்று, இரண்டு அல்லது மூன்று சகப் பிணைப்புகள் தோன்றலாம். இவற்றிற்கு எடுத்துக்காட்டுகளாக முறையே ஈத்தேன், எத்திலீன், அசிட்டிலின் மூலக்கூறுகளைக் குறிப்பிடலாம். இவை படம் 24-ல் சித்தரிக்கப்பட்டுள்ளன.



படம் 24

ஈத்தேன், எத்திலின், அசிட்டிலின் ஆகியவற்றில் எலக்ட்ரான் அமைப்புகள்

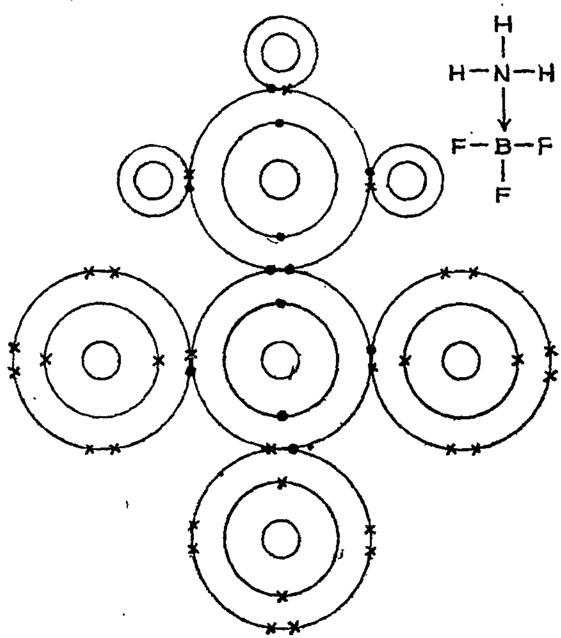
சகப் பிணைப்புச் சேர்மங்களின் பண்புகள்

சகப் பிணைப்புச் சேர்மங்கள் சாதாரணமாக தனித்த மூலக் கூறுகளாகவே நிலவுகின்றன. இத்தகைய மூலக்கூறுகள் மிகவும் வலிவற்ற விசைகளால் கட்டுண்டுள்ளன. இதனால் இச்சேர்மங்கள் பொதுவாக வாயுக்களாக அல்லது குறைவான கொதிநிலை உள்ள நீர்மங்களாக உள்ளன. ஆனால் இவற்றின் மூலக்கூறு எடை மிகுதி யாக இருப்பின் இவை திண்மங்களாக உள்ளன. பொதுவாக இவை குறைந்த உருகுநிலை, கொதிநிலை உடையன. இதற்குக் காரணம் தனித்த மூலக்கூறுகளை ஒருங்கிணைக்கும் மிகவும் வலி வற்ற விசைகளே ஆகும். இச்சேர்மங்களை வெப்பப்படுத்தின் இவற்றிலுள்ள வலிவற்ற விசைகள் எளிதாகச் சிதைகின்றன. இதனால் சேர்மம் எளிதில் உருகுகிறது; ஆவியாகிறது. இந்த

சேர்மங்கள், பொதுவாக, உருகிய நிலையிலும் கரைசலாக இருக்கும் போதும் மின்சாரத்தைக் கடத்துவதில்லை. இதற்குக் காரணம் இவற்றில் அயனிகளோ அல்லது தனித்த எலக்ட்ரான்களோ இல்லாதது ஆகும். இச்சேர்மங்கள் முனைப்புள்ள கரைப்பான்களில் கரைவதில்லை. ஆனால் முனைப்பிலா கரைப்பான்களில் கரைகின்றன. பின்னதற்குக் காரணம் கரை பொருள், கரைப்பான் ஆகிய இரண்டின் சகப் பிணைப்புத் தன்மையே ஆகும்.

ஈந்திணைப் பிணைப்பு

இரண்டு அணுக்களுக்கு இடையே நிலவும் ஒரு சகப் பிணைப்பு அந்த அணுக்களால் சம அளவில் வழங்கப்படும் எலக்ட்ரான்கள் பங்கிடப்படுவதால் உருவானது. இதனை முந்திய பகுதிகளில் கண்டோம். இப்படி பங்கீட்டுக்கு இலக்காகி பிணைப்பிற்குக் காரணமாகும் இரண்டு எலக்ட்ரான்களும் ஒரே ஓர் அணுவால் மட்டுமே வழங்கப்பட்டால் அப்பிணைப்பு ஈதல் பிணைப்பு (co-ordinate bond) எனப்படும்.

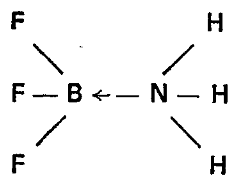


படம் 25

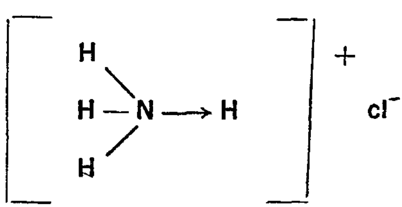
ஈதல் பிணைப்பு

இத்தகைய பிணைப்பிற்கு எடுத்துக்காட்டாக போரான்டிரை புளூரைடு, அம்மோனியா ஆகிய இரண்டும் வினைபுரிந்து உண்டாகும் சேர்ப்புச் சேர்மத்தைக் (addition compound), BF_3 NH_3 குறிப்பிடலாம். இதில் போரான், நைட்ரஜன் அணுக்களுக்கு இடையேயான பிணைப்பு ஈந்திணைப் பிணைப்பு. இது நைட்ரஜன் தன்னிடமுள்ள தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டையை வழங்கி, போரான் அணுவுடன் பங்கிட்டுக் கொள்வதால் தோன்றுகிறது. இது படம் 25-ல் காட்டப்படுகிறது.

ஈதல் பிணைப்பு சகப் பிணைப்பை ஒத்தது. எனவே இதனை சகப் பிணைப்பினின்று பிரித்து அறியவும், ஒரு பக்கத்திலிருந்தே எலக்ட்ரான்கள் வழங்கப்படுகின்றன என்பதை காட்டவும், அமைப்பு வாய்பாடுகளில் இவ்வகைப் பிணைப்பு அம்புக்குறியால் குறிக்கப்படுகிறது. இந்த அம்புக்குறி எலக்ட்ரான் இரட்டையை வழங்கும் அணுவிலிருந்து ஏற்கும் அணுவினை நோக்கி இடப்படுகிறது. இவ்வகையில் நாம் சற்றுமுன் குறிப்பிட்ட BF_3 NH_3 என்ற சேர்மத்தை கீழ்க்காணுமாறு குறிக்கலாம்.



ஈந்திணைப் பிணைப்பினைக் கொண்ட மற்றொரு சேர்மம் அம்மோனியம்குளோரைடு. இதன் அமைப்பு வாய்பாடு (structural formula) கீழ்க்காண்பதாகும்.



இதில் மூன்று ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் சகப் பிணைப்புகளாலும் நான்காவது ஹைட்ரஜன் அணு ஈந்திணைப் பிணைப்பாலும் நைட்ரஜன் அணுவுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ளன. நைட்ரஜன் நான்கா-

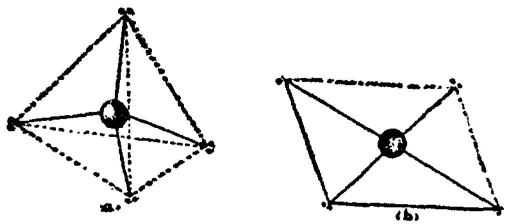
வது ஹைட்ரஜன் ஆகிய இரண்டிற்கும் இடையே நிலவும் பிணைப்பிற்குக் காரணமான இரண்டு எலக்ட்ரான்களும் நைட்ரஜன் அணுவால் வழங்கப்பட்டன ஆகும். குளோரைடு அயனியும் NH_4^+ அயனியும் அயனி பிணைப்பால் கட்டுண்டுள்ளன.

மூலக்கூறுகளின் வடிவங்கள்

1. எலக்ட்ரான்-இரட்டை முரணல் கொள்கை

சகப் பிணைப்புச் சேர்மங்களில் ஓர் அணு மற்றொன்றுடன் எலக்ட்ரான் இரட்டைகளால் பிணைக்கப்பட்டுள்ளது. இந்த எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் எலக்ட்ரான்-உட்கரு கவர்ச்சி விசையின் காரணமாக மைய உட்கருவை நோக்கிக் கவரப்படுகின்றன. அதேசமயத்தில் மைய அணுவைச் சுற்றி அமைந்த மற்ற எலக்ட்ரான் இரட்டைகளுடன் முரணி விலகுகின்றன. இதன் விளைவாக, எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் மைய உட்கருவில் இருந்து தங்களின் தூரங்கள் பாதிக்கப்படாத வகையில் ஒன்றிலிருந்து ஒன்று இயன்ற வரை விலகியே அமைகின்றன.

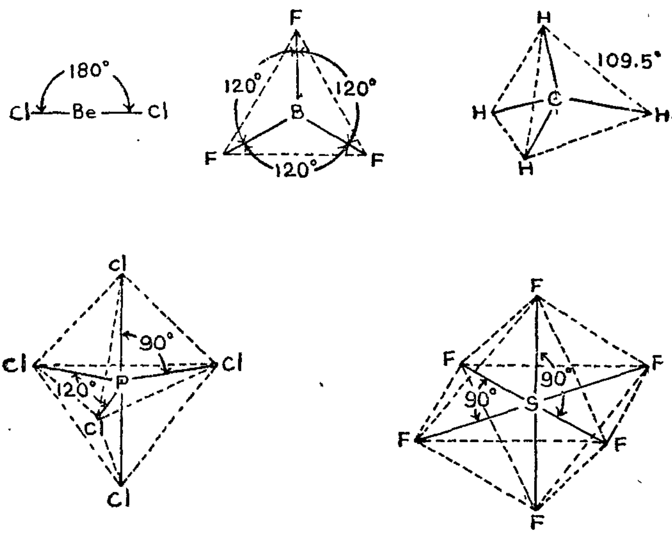
சகப் பிணைப்புச் சேர்மங்களில், நாம் முன்னர் கண்டது போல், பெரிதும் பொதுவாகக் காணப்படும் எலக்ட்ரான் அமைப்பு எண்மம் (octet) ஆகும். அதாவது, நான்கு எலக்ட்ரான் இரட்டைகளைக் கொண்ட அமைப்பாகும். இந்த நான்கு இரட்டைகளை ஒரு மைய அணுவைச் சுற்றி இரு வழிகளில் அமைக்கலாம். அவை நான்முகி (tetrahedron) அமைப்பு, சதுர சமதள அமைப்பு (square planar arrangement) (படம் 26). இவற்றில் நான்முகி அமைப்பில் மட்டுமே, உட்கருவிலிருந்து ஒரு குறிப்பிட்ட தூரத்தில் அமைந்த எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் ஒன்றிலிருந்து ஒன்று இயன்றவரை தள்ளியே உள்ளன. இதனால் இந்த அமைப்பில் எலக்ட்ரான்-இரட்டை முரணல்கள் (repulsions) மீச்சிறு (minimum) அளவே உள்ளன. எனவே எலக்ட்ரான்களின் எண்மம் நான்முகி அமைப்பையே ஏற்கிறது. அதனால் எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் ஒவ்வொன்றும் நான்முகியின் மூலைகளை நோக்கி அமைந்த வெளியில் (space) இடங்கொள்கின்றன. இவை ஒவ்வொன்றும் ஓர் அணுவை மைய அணுவுடன் பிணைக்கின்றன. இதனால் தோன்றும் அமைப்பில், பிணைக்கப்பட்ட அணுக்கள் அனைத்தும் மைய அணுவைச் சுற்றி நான்முகி வடிவில் அமைந்திருக்கின்றன. இதற்கு எடுத்துக்காட்டாக மீத்தேன் மூலக்கூறைக் குறிப்பிடலாம்.



படம் 26

நான்முகி, சதுர சமதள அமைப்புகள்

மூலக்கூறு அமைப்புகளைப் பற்றிய இந்த மாதிரி, இணை திற-வட்ட எலக்ட்ரான்-இரட்டை முரணல் கொள்கை (valence—shell electron—pair repulsion theory)என்றும், சுருக்கமாக எலக்ட்ரான்—இரட்டை முரணல் கொள்கை (electron—pair repulsion theory) என்றும் அழைக்கப்படுகிறது. இதனை எண்ணிக்கையால் வேறு பட்ட எலக்ட்ரான் இரட்டைகளைக் கொண்ட மூலக்கூறுகளுக்கும் பயன்படுத்தலாம், படம் 27 சில பொதுவான எடுத்துக்காட்டு களைக் காட்டுகிறது.



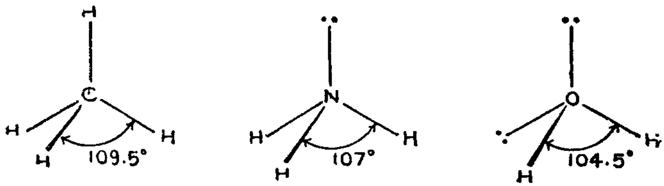
படம் 27

வெவ்வேறு வடிவம் உடைய மூலக்கூறுகள்

பெரில்லியம் குளோரைடு, $BeCl_2$, மூலக்கூறில் இரண்டு சகப் பிணைப்புகள் (எலக்ட்ரான் இரட்டைகள்) உள்ளன. இரண்டு சகப்

பிணைப்புகளும் ஒன்றுடன் ஒன்று முரணுவதால் மூலக்கூறு நீள் வடிவாக (linear) உள்ளது. இதுபோல் போரான்டிரை புளூரைடில் (BF_3) மூன்று சகப் பிணைப்புகள் உள்ளன. இவற்றிற்கு இடையே ஏற்படும் முரணல் காரணமாக இந்த மூன்று பிணைப்புகளும் ஒரே தளத்தில் ஒன்றிலிருந்து ஒன்று 120° கோணத்தில் அமைந்துள்ளன. மீத்தேன் மூலக்கூறில் நான்கு சகப் பிணைப்புகள் உள்ளன. இவை முன்னர் கண்ட காரணத்தால் நான்முகியின் மூலைகளை நோக்கி அமைந்து உள்ளன. பாஸ்பரஸ் பெண்டாகுளோரைடில் (PCl_5) ஐந்து சகப் பிணைப்புகள் உள்ளன. இவை முக்கோண—இரட்டை பிரமீடு வடிவில் அமைந்துள்ளன. கந்தக ஹெக்சா-புளூரைட் (SF_6) மூலக்கூறில் ஆறு சகப் பிணைப்புகளும் எண்முகி (Octahedron) வடிவில் அமைந்துள்ளன.

வேறு பல எளிய மூலக்கூறுகளின் வடிவங்களையும், இவ்வாறு சகப் பிணைப்புகளுக்கு இடையே ஏற்படும் எலக்ட்ரான்-இரட்டை முரணலைப் பயன்படுத்தி விளக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக அம்மோனியா மூலக்கூறு. இதில் நான்கு எலக்ட்ரான்-இரட்டைகள் (எண்மம்) உள்ளன. இவை நைட்ரஜன் அணுவைச் சுற்றி நான்முகி வடிவில் அமைந்துள்ளன. இது மீத்தேன் மூலக்கூறில் கார்பனைச் சுற்றி எலக்ட்ரான்-இரட்டைகள் அமைந்திருப்பதை ஒத்துள்ளது. இருப்பினும், அம்மோனியாவில் ஓர் எலக்ட்ரான்-இரட்டை தனித்த இரட்டையாக உள்ளது. இதனை நாம் முன்னர் கண்டோம். இந்த தனித்த இரட்டை சாதாரண பங்கிடப்பட்ட இரட்டையை (சகப் பிணைப்பை) விட அதிகப் பருமனை அடைத்துக் கொள்கிறது. இவ்வாறு இது இரண்டு பிணைப்புகளுக்கு இடையேயான கோணத்தை 107° ஆகக் குறைக்கிறது. (படம் 28). இதே விளைவு நீர் மூலக்கூறிலும் காணப்படுகிறது. இங்கு ஆக்சிஜன் மேல் அமைந்த இரண்டு தனித்த இரட்டைகள் (lone pairs) பிணைப்புகளின் கோணத்தை 104·5° ஆகக் குறைக்கின்றன. அம்மோனியா, நீர் மூலக்கூறுகளில் காணப்படும் கோணங்கள் நான்முகி மூலக்கூறில் இருக்கக்கூடிய கோணம் 109·5°-யைவிடக் குறைவாக உள்ளன. ஆகையால் அம்மோனியா மூலக்கூறு முக்கோண பிரமீடு வடிவமும் (trigonal pyramid) நீர் மூலக்கூறு வளைந்த அல்லது V ஒத்த வடிவமும் உடையன (படம் 28). ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறில் குளோரின் அணுமீது மூன்று தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் உள்ளன. இருப்பினும் பிணைப்பு நீளம் மட்டுமே அமைப்பைத் தீர்மானிக்கிறது. எனவே எலக்ட்ரான்—இரட்டை முரணல் மாதிரி ஹைட்ரஜன் குளோரைடு (HCl) மூலக்கூறின் அமைப்பைப் பற்றி எதுவும் கூறுவதில்லை.



படம் 28

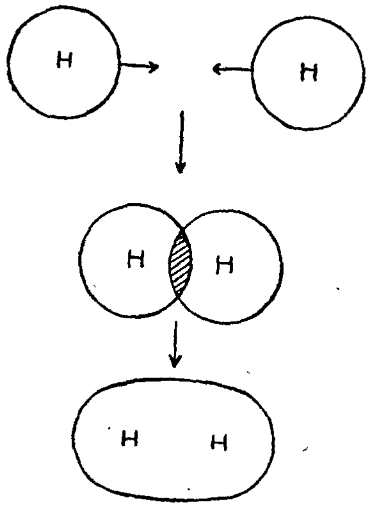
CH_4, NH_3, H_2O மூலக்கூறுகளின் வடிவங்கள்

இரட்டை (double) அல்லது மும்மைப் (triple) பிணைப்புகளைக் கொண்ட மூலக்கூறுகளின் வடிவங்களைக் கணிக்கவும் இந்த மாதிரியைப் பயன்படுத்தலாம். எடுத்துக்காட்டாக கார்பன் டைஆக்ஸைடைக் கருதுக. இதில் இரண்டு இரட்டைப் பிணைப்புகள் உள்ளன, ஒவ்வொன்றும் ஒரு தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டையைப் போன்று செயல்படுகிறது. இதன் பொருள் என்ன? $BeCl_2$ல் உள்ளது போன்று இதிலும் இரண்டு எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் உள்ளன. எனவே மூலக்கூறு நீள் வடிவமாக (linear) இருக்க வேண்டும். உண்மையில் CO_2 மூலக்கூறு நீள் வடிவம் உடையது.

2. இணைதிற-பிணைப்புக் கொள்கை

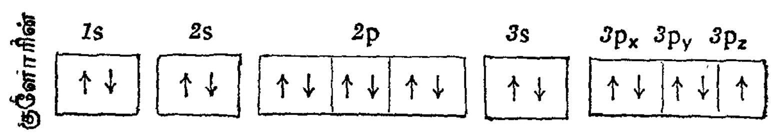
எலக்ட்ரான்-இரட்டை முரணல் கொள்கை மூலக்கூறுகளின் வடிவங்களைப் பற்றி அறிந்து கூற துணை செய்கிறது. எனினும் அணுக்களுக்கு இடையில் ஏன் பிணைப்பு நிலவுகிறது என்பதை விளக்குவதில்லை. ஆனால் இணைதிற-பிணைப்புக் கொள்கை (valence-bond theory) இதனையும் விளக்குகிறது. மூலக்கூறுகளின் வடிவங்களைப் பற்றியும் விளக்குகிறது. நாம் முன்னர் கண்டது போல், அணுக்களுக்கு இடையே எலக்ட்ரான்கள் பங்கிடப்படும் போது சகப் பிணைப்பு உருவாகிறது. ஆனால் ஓர் அணுவின் அணு ஆர்பிட்டல் மற்றோர் அணுவின் அணு ஆர்பிட்டலுடன் ஊடுருவிக் கலந்தால் (overlap) தான் இத்தகைய எலக்ட்ரான் பங்கீடு நிகழமுடியும். இந்த கருத்தினை படம் 29 சித்தரிக்கிறது. இப் படம் ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு உருவாகும்போது ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் 1s ஆர்பிட்டல் மற்றொரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் 1s ஆர்பிட்டலுடன் ஊடுருவிக் கலப்பதைக் காட்டுகிறது.

ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறில் இவ்வாறு அணு ஆர்பிட்டல்கள் ஊடுருவிக் கலப்பதால் உருவர்கும் பிணைப்பு σ-பிணைப்பு எனப்



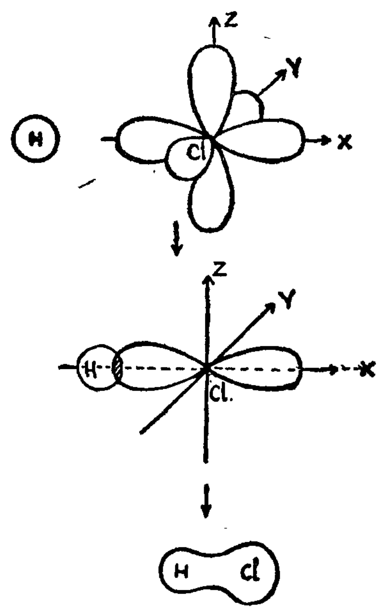
படம் 29
அணு ஆர்பிட்டல்கள் ஊடுருவிக் கலத்தல்

படுகிறது. இதுபோல் (HCl) மூலக்கூறு உருவாகும்போது ஒரு σ- பிணைப்பு உருவாவதை படம் 30 சித்தரிக்கிறது. தனித்திருக்கும் ஒரு குளோரின் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p_x{}^2$ $3p_y{}^2$ $3p_z{}^1$



HCl மூலக்கூறு உருவாகும்போது குளோரின் அணுவின் பாதி நிறைந்திருக்கும் p_z ஆர்பிட்டல் ஹைட்ரஜன் அணுவின் 1s ஆர்பிட்டலுடன் ஊடுருவிக் கலக்கிறது; நீள் வடிவமுள்ள மூலக்கூறு தோன்றுகிறது.

இரண்டு அணுக்களுக்கு மேலுள்ள மூலக்கூறுகளில் பிணைப்பு தோன்றுவதை இப்போது காணலாம். இதற்கென மீத்தேன் மூலக்கூறை எடுத்துக்காட்டாகக் கொள்ளலாம். இதில் நிலவும்



படம் 30

அணு ஆர்பிட்டல்கள் ஊடுருவிக் கலந்து HCl மூலக்கூறு உருவாதல்

பிணைப்புகளை விளக்க முனையும் எந்தக் கொள்கையும் கீழ்க் காணும் உண்மைகளை விளக்கவேண்டும்.

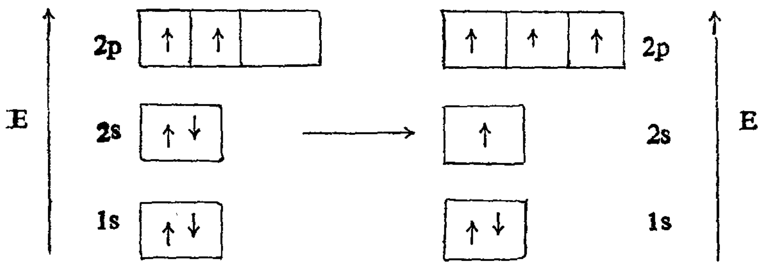
(i) நான்கு C—H பிணைப்புகளும் வலிவால் (strength) சமமானவை.

(ii) நான்கு H—C—H பிணைப்புக் கோணங்களும் (bond angles) சமம்; ஒவ்வொன்றும் 109°28' அளவுள்ளன.

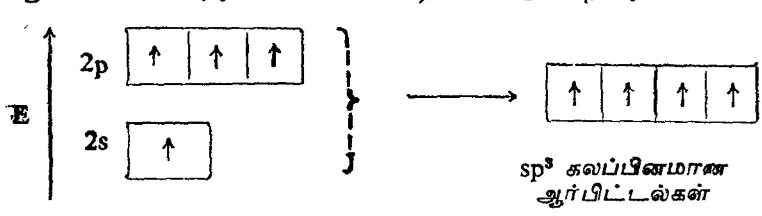
கார்பன் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^2$ $2s^2$ $2p^2$. இதன்படி கார்பன் அணுவில் இரட்டையாகாத (unpaired) எலக்ட்ரான்கள் இரண்டு மட்டுமே உள்ளன. ஆனால் இது மீத்தேன் மூலக்கூறில் நிலவும் நான்கு பிணைப்புகளை உருவாக்குவதற்கு, நான்கு சமமான அணு ஆர்பிட்டல்களைத் தரவேண்டும். எலக்ட்ரான்கள் s, p ஆர்பிட்டல்களில் மேலே கண்டவாறு இருக்கும் வரை இப்படித் தருதல் இயலாது. இதற்குக் காரணம் s, p ஆர்பிட்டல்களின் ஆற்றல்கள் வேறுபடுதல் ஆகும். ஒரு 2s

ஆர்பிட்டல், மூன்று 2p ஆர்பிட்டல் ஆகியவை கலந்து நான்கு சமமான ஆர்பிட்டல்கள் உருவாகின்றன என்று கொண்டால் இதனை எளிதில் விளக்கலாம். இப்படி ஆற்றலால் மிகச் சிறிதளவே வேறுபட்ட ஆர்பிட்டல்கள் கலந்து அதே எண்ணிக்கையுள்ள ஆனால் சம வலிவுள்ள புதிய ஆர்பிட்டல்கள் தோன்றுதல் கலப்பினமாக்கல் (hybridization) எனப்படுகிறது. இது உண்மையில் இரண்டு படிகளில் நிகழ்கிறது. அவை :

(i) உயர்த்தல் : வேதிவினையில் ஏற்கப்படும் போதிய அளவு ஆற்றல் 2s எலக்ட்ரான்களில் ஒன்றைப் பிரித்து 2p ஆர்பிட்டலுக்கு உயர்த்துகிறது. இந்த செயல் உயர்த்தல் (promotion) எனப்படுகிறது.

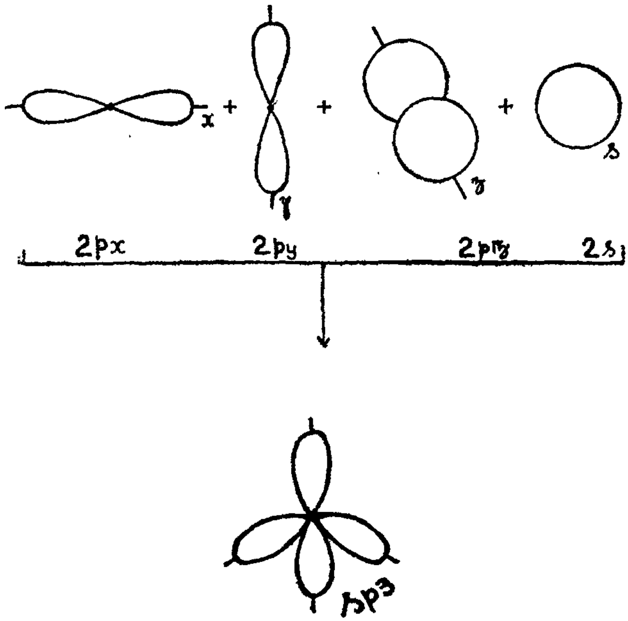


(ii) கலப்பினமாதல் : கிளர்வுற்ற நிலையில் இரட்டையாகாத எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ள 2s, 2p ஆர்பிட்டல்கள் ஆற்றலால் சிறிதளவு வேறுபட்டன. எனவே, இவை ஒன்றுடன் ஒன்று கலக்கின்றன. சமமான நான்கு புதிய ஆர்பிட்டல்களை உருவாக்குகின்றன. இது கலப்பினமாதல் (hybridization) எனப்படுகிறது. இந்த புதிய ஆர்பிட்டல்களின் தொகுப்பு ஒரு s, மூன்று p ஆர்பிட்டல்களிலிருந்து உருவாவதால் இவை sp^3 கலப்பினமான ஆர்பிட்டல்கள் (hybridised orbitals) எனப்படுகின்றன.



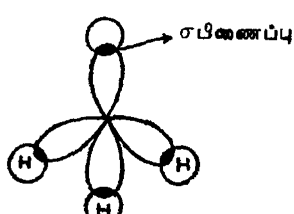
sp^3 கலப்பினமான ஆர்பிட்டல்களின் தொகுப்பு உருவாவதைப் படம் 31 காட்டுகிறது. இவை ஒரு நான்முகியின் மையத்திலிருந்து நான்கு மூலைகளை நோக்கி நீண்டுள்ளதுபோல் அமைந்

துள்ளன. இவை ஒவ்வொன்றும் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் 1s ஆர்பிட்டலுடன் ஊடுருவிக் கலக்கின்றன. இதனால் மீத்தேன் மூலக்கூறு உருவாவதைப் படம் 32 காட்டுகிறது. இதனால் எதிர் பார்க்கப்படும் கோணம் (109°28') ஆய்வில் கண்ட கோணத்துடன் (109°28') ஒத்துள்ளது.



படம் 31

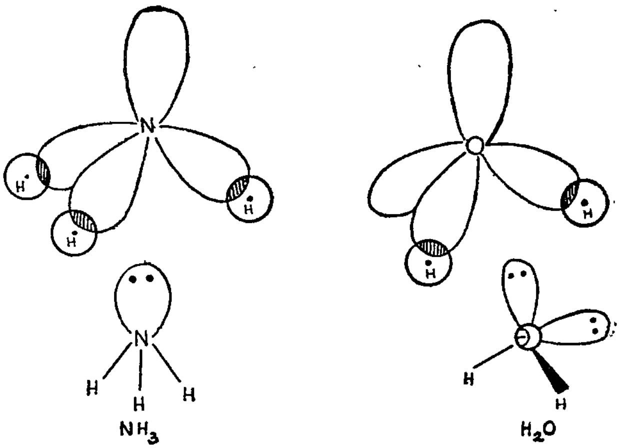
sp^3 கலப்பினமாதல்



படம் 32

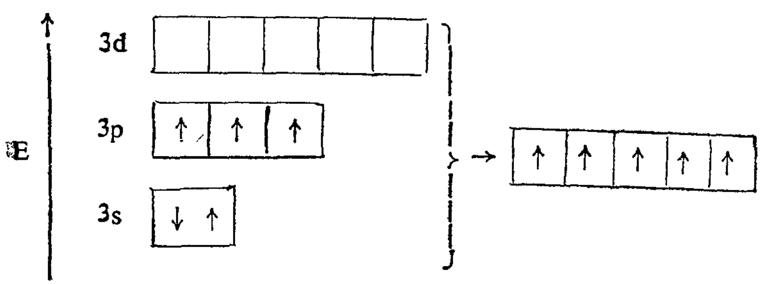
ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் 1s ஆர்பிட்டல்களுடன் sp^3 கலப்பின ஆர்பிட்டல்கள் ஊடுருவிக் கலத்தல்

அம்மோனியா, நீர் போன்ற மூலக்கூறுகளின் வடிவங்களையும் கலப்பினமாதல் கருத்தைப் பயன்படுத்தி விளக்கலாம். இந்த மூலக்கூறுகளின் மைய அணுக்கள் தம்மைச் சுற்றி எட்டு எலக்ட்ரான்களைக் (நான்கு எலக்ட்ரான் இரட்டைகள்) கொண்டுள்ளன. இந்த மைய அணுக்களால் பிணைப்புகளை ஏற்படுத்த பயன்படுத்தப்படும் ஆர்பிட்டல்கள் sp^3 ஆர்பிட்டல்கள் என்று கருதப்படுகின்றன. அம்மோனியா மூலக்கூறில் உள்ள நைட்ரஜனின் நான்கு sp^3 கலப்பின ஆர்பிட்டல்களில் ஒன்று பங்கிடப்படாத எலக்ட்ரான் இரட்டையைக் (unshared pair of electrons) கொண்டுள்ளது; மற்ற மூன்றும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் பிணைப்புகளை ஏற்படுத்தி உள்ளன (படம் *33*). எனவே மூலக்கூறு நான்முகி (tetrahedral) வடிவம் உடையதாக உள்ளது. நீர் மூலக்கூறில் ஆக்சிஜனின் நான்கு sp^3 கலப்பின ஆர்பிட்டல்களில் இரண்டு பங்கிடப்படாத எலக்ட்ரான் இரட்டைகளைக் கொண்டுள்ளன. இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் ஊடுருவிக் கலந்து பிணைப்புகளை ஏற்படுத்தியுள்ளன (படம் *33*). இந்த மூலக்கூறுகளில் நான்முகியில் உள்ளதுபோல் கோணங்கள் சரியாக *109°* இருப்பதில்லை. மாறாக முறையே *107°*, *105°* உள்ளன. எனவே இவற்றில் கலப்பின ஆர்பிட்டல்கள் தூய sp^3 கலப்பின ஆர்பிட்டல்கள் அல்ல. இதற்குக் காரணம் இவை ஒவ்வொன்றும் வெவ்வேறு அளவுள்ள s ஆர்பிட்டல்களைக் கொண்டிருப்பதாகும்.



படம் 33
அம்மோனியா, நீர் மூலக்கூறுகளின் அமைப்பு

மூன்றாம் அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட தொடரைச் (period) சேர்ந்த தனிமங்களில் d ஆர்பிட்டல்கள் உள்ளன; பிணைப்பினை உருவாக்குவதில் ஈடுபடுகின்றன. இதன் விளைவாக இவற்றில் நான்கு எலக்ட்ரான்-இரட்டைகளை விட அதிகமான இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக PCl_5, SF_6 மூலக்கூறுகளில் மைய அணுக்களான பாஸ்பரஸ், கந்தகம் ஆகியன முறையே ஐந்து, ஆறு இரட்டைகளைக் கொண்டுள்ளன. PCl_5 மூலக்கூறில் இந்த ஐந்து எலக்ட்ரான்-இரட்டைகள் இடங்கொள்ள ஐந்து ஆர்பிட்டல்கள் தேவை. இதற்கென ஒரே ஆற்றல் மட்டத்தைச் சேர்ந்த ஒரு d ஆர்பிட்டல், ஒரு s ஆர்பிட்டல், மூன்று p ஆர்பிட்டல்கள் கூடி ஐந்து sp^3d கலப்பின ஆர்பிட்டல்களை உருவாக்குவதாகக் கருதப்படுகிறது. இதனுடன் தொடர்புடைய இயல்புநிலை sp^3d கலப்பின நிலை கீழ்க்காண்பதாகும்.

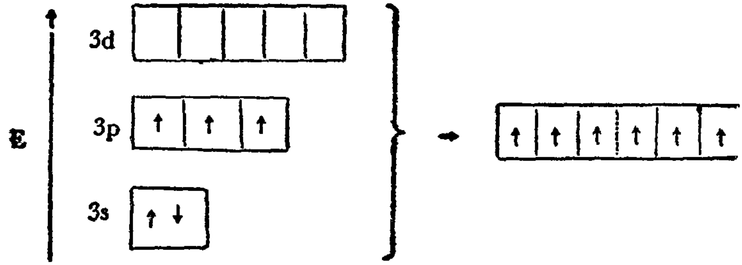


இயல்புநிலை sp^3d கலப்பின நிலை

PCl_5 மூலக்கூறு முக்கோண இரட்டை பிரமிடு (trigonal bipyramid) வடிவம் உடையது (படம் 34). இதில் மூன்று குளோரின் அணுக்கள் ஒரு சமபக்க முக்கோணத்தின் மூன்று மூலைகளிலும், மற்ற இரண்டில் ஒன்று இம்முக்கோணத்தின் மையத்திற்கு சரியாக மேலும், மற்றொன்று கீழும் அமைந்துள்ளன. இதனால் முக்கோணத்தில் அமைந்துள்ள குளோரின் அணுக்களைக் கருதின் Cl-P-Cl பிணைப்புக்கோணம் 120° ஆகவும், மற்ற இரண்டைக் கருதின் Cl-P-Cl பிணைப்புக்கோணம் 90° ஆகவும் உள்ளன.

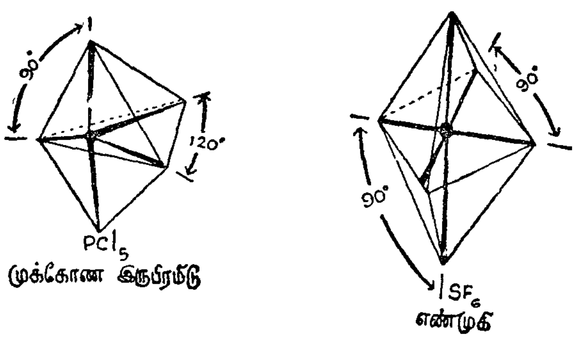
SF_6 மூலக்கூறில், ஆறு எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் இடங்கொள்வதற்காக, ஆறு அணு ஆர்பிட்டல்கள் தேவை. எனவே இந்த மூலக்கூறில் கந்தக அணுவின் இரண்டு d ஆர்பிட்டல்கள், ஒரு s ஆர்பிட்டல், மூன்று p ஆர்பிட்டல்கள் கலந்து, ஆறு புதிய, சமமான sp^3d^2 இனக்கலப்புற்ற ஆர்பிட்டல்களை உருவாக்குகின்றன என்றும் இந்த ஆறு ஆர்பிட்டல்களிலேயே

ஆறு எலக்ட்ரான் இரட்டைகளும் இடங்கொள்ளுகின்றன என்றும் கருதப்படுகிறது.



இயல்புநிலை sp^3d^2 கலப்பின நிலை

இந்த ஆர்பிட்டல்கள் ஓர் எண்முகியின் மையத்திலிருந்து ஆறு மூலைகளை நோக்கி நீண்டுள்ளன போன்று அமைந்துள்ளன. எனவே இந்த மூலக்கூறு எண்முகி வடிவம் உடையதாக உள்ளது. (படம் 34).



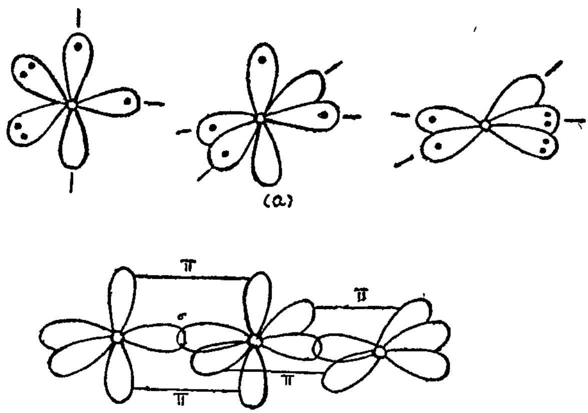
படம் 34

PCl_5, SF_6 மூலக்கூறுகளின் வடிவங்கள்

sp^3 கலப்பினமான ஆர்பிட்டல்கள் போன்று sp^2, sp என்ற வேறு இரண்டு வகை கலப்பினமான ஆர்பிட்டல்களும் s, p ஆர்பிட்டல்களில் இருந்து உருவாக்கக்கூடும். இவற்றின் பெயர்கள் குறிப்பிடுவது போன்றே ஒரு s, இரண்டு p ஆர்பிட்டல்கள் கலந்து மூன்று sp^2 கலப்பினமான ஆர்பிட்டல்கள் உருவாகின்றன; ஒரு s, ஒரு p ஆர்பிட்டல்கள் கலந்து இரண்டு sp ஆர்பிட்டல்கள் உருவாகின்றன.

கார்பன் டைஆக்ஸைடு மூலக்கூறு நீள்வடிவம் உடையது. இதிலுள்ள இரண்டு C=O பிணைப்புகளும் சமமானவை. இம்மூலக்கூறின் நீள்வடிவத்தை விளக்க, இம்மூலக்கூறிலுள்ள கார்பன்

அணுவின் ஒரு s ஆர்பிட்டலும் ஒரு p ஆர்பிட்டலும் கலப்புற்று இரண்டு sp கலப்பினமான ஆர்பிட்டல்களை உருவாக்குகின்றன என்று கருதப்படுகின்றது. இந்த இரண்டு ஆர்பிட்டல்களும் ஆக்சிஜன் அணுவுடன் σ பிணைப்பினை ஏற்படுத்துகின்றன (படம் 35). கார்பன் அணுவில் இரண்டு p ஆர்பிட்டல்களும் உள்ளன. இவை ஒவ்வொன்றும் அருகிலுள்ள ஒரு ஆக்ஸிஜன் அணுவின் p ஆர்பிட்டலுடன் பக்கவாட்டில் ஊடுருவிக் கலக்கின்றன. இதனால் π பிணைப்பு உருவாகிறது. (படம் 35).



படம் 35
CO_2 மூலக்கூறு உருவாதல்

சக, அயனிப் பண்புமாற்றம்

இரண்டு அணுக்களுக்கு இடையே நிலவும் சகப் பிணைப்பு அவற்றிற்கு இடையே எலக்ட்ரான்கள் பங்கிடப்படுவதால் தோன்றுகிறது. ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறில் (H_2) உள்ளது போன்று இரண்டு அணுக்களும் ஒரேவித அணுக்களாக இருப்பின் அவற்றிற்கிடையே எலக்ட்ரான்கள் சமமாகப் பங்கிடப்பட்டிருக்கும். மாறாக HCl மூலக்கூறில் உள்ளது போன்று இரண்டு அணுக்களும் வெவ்வேறாக இருப்பின் அவற்றிற்கிடையே எலக்ட்ரான்கள் சமமாக பங்கிடப்பட்டிருக்காது; அவற்றில் ஒன்று மற்றொன்றைவிட அதிக வலிவுடன் எலக்ட்ரான்களை ஈர்க்கும். இதனால் எலக்ட்ரான்கள் அதிக வலிவுடன் ஈர்க்கும் அணுவின் பக்கமாக ஓரளவு இடம் பெயரும்; அந்த அணு ஓரளவு எதிர்மின் சுமையைப் பெறும். மற்றோர் அணு ஓரளவு நேர்மின் சுமையைப் பெறும். இப்படி அணுக்கள் மீது உருவாகும் பகுதி மின்சுமைகள் (fractional

charges) முறையே δ^+, δ^- என்று குறிக்கப்படும். எடுத்துக் காட்டாக HCl மூலக்கூறினைக் கருதுக. இதில் குளோரின் அணு, ஹைட்ரஜன் அணுவைவிட அதிக வலிவுடன் எலக்ட்ரானைக் ஈர்க் கும் திறன் உடையது. எனவே ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக் கூறு கீழ்க்காணும்படி குறிக்கப்படுகிறது.

$$\overset{\delta^+}{H} — \overset{\delta^-}{Cl}$$

அயனிப் பிணைப்பு ஓர் அணுவிலிருந்து மற்றோர் அணுவிற்கு எலக்ட்ரான்(கள்) இடம் பெயர்வதால் உருவாகிறது. இது நாம் முன்பு கண்டதுபோல் தனித்திருக்கும் அயனிகளுக்கு இடையே நிலவும் கவர்ச்சியே ஆகும். அயனிச் சேர்மங்கள் அனைத்தி லும் மின்சுமைகள் (ionic charge) நாம் எதிர்பார்ப்பதுபோல் முற்றிலும் தனித்திருப்பதில்லை. எடுத்துக்காட்டாக சோடியம் குளோரைடு திண்மத்தைக் கருதுக. இதில் உள்ள சோடியம் அயனி, குளோரைடு அயனி ஆகியவற்றின் அளவு முறையே +1, —1 அலகுகள் அல்ல, மாறாக முறையே +0·67, —0.67 அலகுகள் அளவே உள்ளன. இது அயனிப் பிணைப்பு, முற்றிலும் (100%) அயனிப் பிணைப்பாக இருப்பதில்லை, ஓரளவு சகப் பண்பு களையும் (covalent character) கொண்டுள்ளது என்பதைக் காட்டுகிறது. இப்படி அயனிப் பிணைப்பில் சகப் பண்பு நிலவக் காரணம் கீழ்காண்பதாகும்.

ஓர் அயனிப் பிணைப்பை உருவாக்குவதற்கான இரண்டு நேர்மாறான (oppositely) மின்சுமை உடைய அயனிகள் ஒன்றை யொன்று அணுகும்போது அவற்றில் எதிர் அயனி (cation) நேர் அயனியின் (anion) வெளிவட்ட எலக்ட்ரான்களைக் கவர்கிறது. உட்கருவை முரணி விலக்குகிறது. இதனால் இரண்டு அயனி களுக்கும் இடையில் ஓரளவு எலக்ட்ரான் பங்கீடு நிகழ்கிறது. இதன் விளைவாக அயனிப் பிணைப்பு ஓரளவு சகப்பண்பைப் பெறுகிறது.

இதுவரை நாம் கண்ட விளக்கங்களிலிருந்து அயனிப் பிணைப்பு, சகப் பிணைப்பு ஆகியவற்றிற்கு இடையே தெளிவான வேறுபாட்டை கண்டறிதல் இயலாது என்பது தெளிவாகிறது. உண்மையில். இன்றைய கருத்தின்படி, இரண்டு வேறுபட்ட தனிமங்களின் அணுக்களுக்கு இடையே நிலவும் பிணைப்பு முற்றி லும் அயனிப் பிணைப்பாகவோ அல்லது முற்றிலும் சகப் பிணைப் பாகவோ நிலவுதல் அரிது; மாறாக இந்த இரண்டுக்கும் இடைப் பட்ட நிலையில், ஏதேனும் ஒன்றின் பண்புகள் அதிக அளவில் இருக்கும் வகையில் உள்ளன.

பேஜான்ஸ் விதி

1924ஆம் ஆண்டு பேஜான்ஸ் (Fajans) என்பவர் சில எளிய விதிகளைக் கூறினார். அவை எந்தச் சூழலில் அயனிப் பிணைப்புகள் அதிக அளவு சக பண்புகளைக் கொண்டுள்ளன என்பதைத் தொகுத்துத் தருகின்றன. அவை :

1. நேர் அயனி, எதிர் அயனி ஆகியவற்றின் மின் சுமை அதிக அளவினதாக இருக்கும்போது
2. எதிர் அயனி சிறிதாக இருக்கும்போது
3. நேர் அயனி பெரிதாக இருக்கும்போது

அயனிப் பிணைப்பு எலக்ட்ரான்கள் ஓர் அணுவிலிருந்து மற்றோர் அணுவிற்கு இடம் பெயர்வதால் உருவாகிறது. எனவே எலக்ட்ரானை ஏற்கும் அல்லது இழக்கும் செயலை கடினமாக்கும் காரணிகள் அனைத்தும் அயனிப் பிணைப்பில் சகப் பண்புகள் தோன்றக் காரணமாக அமைகின்றன. இதனைக் கருத்தில் கொண்டு நாம் மேலே சொன்ன மூன்று சூழல்களையும் விளக்கி நிறுவலாம்.

எதிர் அயனியின் மின்சுமை அதிகமாக இருப்பின் அது நேர் அயனியின் எலக்ட்ரான்களை அதிக வலிவுடன் ஈர்க்கும். இதனால் இரண்டு அயனிக்கும் இடையில் ஓரளவு எலக்ட்ரான் பங்கீடு நிகழும். இதுபோல் நேர் அயனியின் மின்சுமை அதிகமாக இருப்பின் அதில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள் ஓரளவு குறைவான கவர்ச்சியால்தான் அதன் உட்கருவுடன் கட்டுண்டிருக்கும். எனவே எதிர் அயனியின் கவர்ச்சியால் எலக்ட்ரான்கள் நேர் அயனியிலிருந்து ஓரளவு எதிர் அயனி நோக்கி இடம்பெயரும். இதனால் ஓரளவு சகப்பண்பு அயனிப் பிணைப்பில் தோன்றும். இந்த விளக்கம் முதல் சூழலை நிறுவுகிறது.

எதிர் அயனி சிறிதாக இருப்பின், அதன் உட்கருவால் தோன்றும் மின்னிலையியல் கவர்ச்சி குறையாது, அதிகமாக இருக்கும். எனவே அது நேர் அயனியின் எலக்ட்ரான்களை அதிக வலிவுடன் ஈர்க்கும். இதனால் அயனிப் பிணைப்பில் இடங்கொள்ளும் சகப்பண்பின் அளவு மிகும். இந்த விளக்கம் இரண்டாவது சூழலை நிறுவுகிறது. நேர் அயனி பெரிதாக இருப்பின் அது தன் வெளி வட்டத்தில் உள்ள எலக்ட்ரான்களைக் குறைந்த வலிவுள்ள கவர்ச்சியால்தான் கவர்ந்து வைத்திருக்கும். எனவே எதிர் அயனியின் கவர்ச்சி செயல்படும்போது நேர் அயனி ஓரளவு தனது வெளி வட்ட எலக்ட்ரானை இழக்கும்; சகப்பண்பு தோன்றத் துணை செய்யும். இந்த விளக்கம் மூன்றாவது சூழலை நிறுவுகிறது.

பயிற்சி

1. அணு அமைப்பை அடிப்படையாகக் கொண்டு, சேர்மங்கள் உருவாகும்போது அணுக்கள் பிணையும் வெவ்வேறு முறைகளை விளக்குக? தக்க எடுத்துக்காட்டுகள் தருக.
2. (அ) அயனிப் பிணைப்பு (ஆ) சகப்பிணைப்பு என்றால் என்ன? தக்க எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விளக்குக.
3. அயனிப் பிணைப்பு, சகப்பிணைப்பு உள்ள சேர்மங்களின் பண்புகள் யாவை?
4. மீத்தேன், ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறுகளை எடுத்து காட்டாகக் கொண்டு சகப் பிணைப்பு, அயனிப் பிணைப்பு ஆகிய இரண்டிற்கும் இடையேயான வேறுபாடுகளைக் கூறுக.
5. இணைதிறன் பற்றிய எலக்ட்ரான் கொள்கையின்படி சேர்மங்களில் நிலவக்கூடிய பிணைப்புகள் அயனிப் பிணைப்பு, சகப் பிணைப்பு, ஈதல் பிணைப்பு ஆகிய மூன்றுவகையின என்று கருதப்படுகிறது. இப்பிணைப்புகளை சுருக்கமாக விளக்கி இவற்றால் ஏற்படும் சேர்மங்களின் பண்புகளைக் கூறுக.
6. மீத்தேன், சோடியம் குளோரைடு மூலக்கூறுகளில் உள்ள பிணைப்புகள் முறையே சகப் பிணைப்பு, அயனிப் பிணைப்பு என்பன என்பதை நம்புவதற்குரிய காரணங்களைத் தருக.
7. σ பிணைப்பு என்றால் என்ன? இரண்டு s ஆர்பிட்டல்கள்; ஒரு s, ஒரு p ஆர்பிட்டல், இரண்டு p ஆர்பிட்டல்கள் ஊடுருவிக் கலப்பதால் தோன்றும் σ பிணைப்புகளுக்கு எடுத்துக்காட்டுகள் தருக.
8. கலப்பினமான ஆர்பிட்டல் என்றால் என்ன? ஆர்பிட்டல் கலப்பினமாதல் என்ற கருத்து எவ்வாறு கார்பனின் இணை திறன் நான்காக இருப்பதை விளக்குகிறது?
9. π பிணைப்பு என்றால் என்ன? கார்பன் டைஆக்சைடின் அமைப்பினை விளக்குக.
10. கீழ்க்காணும் மூலக்கூறுகளின் வடிவங்கள் யாவை?
    (அ) NH_3 (ஆ) PCl_5 (இ) SF_6
11. sp, sp^2 sp^3 கலப்பினமாதல் என்றால் என்ன?
12. CH_4, NH_3, H_2O மூலக்கூறுகளின் வடிவங்களை விளக்குக பிணைப்புக்கோணம் என்றால் என்ன? CH_4, NH_3, H_2O, ஆகியவற்றில் உள்ள பிணைப்புகோணங்கள் முறையே 109°, 107°, 105° இந்த வேறுபாடினை எவ்வாறு விளக்குவது?

13. எந்தச் சூழ்நிலைகளில் அயனிப் பிணைப்பில் அதிக அளவு சகப் பிணைப்புத் தன்மைகள் காணப்படும்?

14. மைய அணுவின் வெளிவட்டத்தில் இருக்கும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைப் பொறுத்தே சகப் பிணைப்புச் சேர்ம மூலக்கூறின் வடிவம் அமைகிறது. இந்த கூற்றை எவ்வாறு உறுதிபடுத்துவது?

15. CH_4, NH_3, H_2O ஆகிய மூன்றிலும் sp^3 கலப்பினமாக்கப் பட்ட ஆர்பிட்டல்களே பிணைப்புகளுக்குக் காரணமாக உள்ளன. இருந்தும் இந்த மூன்றிலும் பிணைப்புக் கோணங்கள் வெவ்வேறாக இருப்பதேன்?

அத்தியாயம் 5

அமிலங்கள், காரங்கள், உப்புகள்

அமிலம் என்ற பெயர் புளிப்புச்சுவை எனப் பொருள்படும். இலத்தீன் மொழிச் சொல்லிலிருந்து மேற்கொள்ளப்பட்டதாகும். ராபர்ட் பாயிலின் கொள்கைப்படி அமிலம் என்பது

(அ) புளிப்புச்சுவையுடையது.

(ஆ) நீல லிட்மஸ் தாளை சிவப்பாக மாற்றவல்லது.

(இ) அரிக்குந்தன்மை வாய்ந்தது.

(ஈ) காரத்துடன் நடுநிலையாக்கல் வினைபுரிந்து உப்பையும் நீரையும் தரவல்லது.

(உ) பதிலீடு செய்யுத்தக்க ஹைட்ரஜனைப் பெற்றுள்ளது. அமிலங்களுக்கு உதாரணம் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், கந்தக அமிலம், அசெட்டிக் அமிலம்.

இவ்வாறே காரம் என்பது

(அ) தொடுவதற்கு வழவழப்பாக உள்ளது.

(ஆ) சிவப்பு லிட்மஸ் தாளை நீல நிறமாக மாற்றவல்லது.

(இ) அமிலங்களால் நடுநிலையாக்கப்பட்டு உப்பையும் நீரையும் தரவல்லது.

காரங்களுக்கு உதாரணம் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு.

அர்ஹீனியஸ் கொள்கை : இக்கொள்கையின்படி நீரில் கரையும் போது பிரிகை அடைந்து ஹைட்ரஜன் அயனியைத் தரவல்ல பொருள்களை அமிலங்கள் என்கிறோம். உதாரணமாக ஹைட்ரஜன் குளோரைடை நீரில் கரைத்தால் அது பிரிகை அடைந்து ஹைட்ரஜன் அயனியையும் குளோரைடு அயனியையும் அளிக்கின்றது.

$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$

இது போன்றே நீரில் கரைந்து ஹைட்ராக்ஸில் அயனியைத் தரவல்ல பொருள்களை காரங்கள் என்கிறோம்.

$$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$$

அமில, கார அயனி வலிவுகள்: எல்லா அமிலங்களும் ஒரே யளவில் அயனிகளாகா. ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம், கந்தக அமிலம், நைட்ரிக் அமிலம் போன்ற அமிலங்கள் நீர் கரைசலில் முழுவதும் அயனிகளாக மாறிவிடுகின்றன. இவ்வாறு அதிக அளவு அயனிகளாகப் பிரியும் அமிலங்களை **வீரியமிக்க அமிலங்கள்** என்கிறோம். வீரியமிக்க அமிலங்களின் நீர்க்கரைசல்களிலிருந்து கிடைக்கும் ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவு அதிகமாக இருக்கும். அசெட்டிக் அமிலம் போன்ற கரிம அமிலங்களை நீரில் கரைத்தால் அவை ஓரளவே அயனிகளாகப் பிரிகின்றன. எஞ்சிய பகுதி பிரிகை அடையாமல் மூலக்கூறு நிலையிலேயே உள்ளது. இவ்வாறு குறைந்த அளவே அயனிகளாகப் பிரியும் அமிலங்களை **வீரியம் குறைந்த அமிலங்கள்** என்கிறோம்.

அமிலங்களை இருவகைகளாகப் பிரித்ததைப் போல் காரங் களையும் இருவகைகளாகப் பிரிக்கலாம். நீர்க்கரைசலில் முற்றிலும் அல்லது அதிக அளவு அயனியாகப் பிரியும் காரங்களை **வீரியம்மிக்க காரங்கள்** என்கிறோம். இவற்றிற்கு உதாரணம் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, ஆகியவை. நீர்க் கரைசலில் குறைந்த அளவே அயனிகளாகும் தன்மையுடைய காரங்களை **வீரியம் குறைந்த காரங்கள்** என்கிறோம். இவ்வகை காரங்களுக்கு உதாரணம் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, மெக் னீசிய ஹைட்ராக்ஸைடு. அர்ஹீனியஸ் கொள்கை அமிலம், காரம் இவற்றின் நீர் கரைசலுக்கு மட்டும் பொருந்துவதாக அமைந் துள்ளது. ஆனால் நீரல்லாத ஏனைய கரைப்பான்களைக் கொண்ட கரைசல்களுக்கு இக்கொள்கை பொருந்தாது. எனவே அமிலம், காரம் பற்றிய மற்ற கொள்கைகள் வெளியிடப்பட்டன.

லௌரி-பிரான்ஸ்டெட் கொள்கை: 1923ஆம் ஆண்டில் T. M. லௌரி, J. M. பிரான்ஸ்டெட் ஆகிய இரு வேதியியலாளர்கள் நீரிய, நீரற்ற ஆகிய எல்லாக்கரைசல்களுக்கும் பொருந்தும் வகையில் அமிலம், காரம் பற்றிய ஒரு கொள்கையை வெளியிட்டனர். இக்கொள்கைப்படி புரோட்டோன்களை வழங்கவல்ல பொருள் களை அமிலங்கள் என்றும், புரோட்டோன்களை ஏற்கவல்ல பொருள்களை காரங்கள் என்றும் அழைக்கிறோம்.

$$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$$

இவ்வினையில் அமிலத்தால் வழங்கப்பட்ட புரோட்டான் நீர் மூலக் கூறுடன் சேர்ந்து நீரேறிய நிலையில் H_3O^+ ஆக உள்ளது. H_3O^+ என்பதை ஹைட்ரோனியம் அயனி என்கிறோம். மேற்கூறிய வினை

யில் ஓர் அமிலம் புரோட்டானை வெளியேற்றியவுடன் அமிலத்தின் எஞ்சியிருக்கும் அயனி புரோட்டானைத் திரும்பப் பெறும் நோக்குடையதாயிருக்கின்றது. அமிலத்தினின்று தோன்றும் இவ் அயனி புரோட்டானை ஏற்கவல்லதாக இருப்பதால் அது காரமாகச் செயல்படுகின்றது. எனவே இவ்வகை வினையை

$$\text{அமிலம்} \rightleftharpoons H^{+} + \text{காரம்}$$

எனலாம். இவ்வாறு ஒரு புரோட்டானால் வேறுபடுகின்ற அமிலத்தையும், காரத்தையும் இணை அமில காரம் என்கிறோம்.

எடுத்துக்காட்டு : அசெட்டிக் அமிலத்தின் அயனியாதல் வினையைக் கீழ்க்கண்டவாறு குறிப்பிடலாம்.

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^{+} + CH_3COO^{-}$$

அசெட்டிக் அமிலம் ஒரு புரோட்டானை நீர் மூலக்கூறிற்கு வழங்குகிறது. எனவே அஃது அமிலமாகும். நீர் மூலக்கூறு ஒரு புரோட்டானை ஏற்றுக்கொண்டு ஹைட்ரோனியம் அயனியாக மாறுகிறது. எனவே நீர் காரமாகச் செயல்படுகின்றது. எதிர்வினையில் ஹைட்ரோனியம் அயனி ஒரு புரோட்டானை அசெட்டேட் அயனிக்கு வழங்குகின்றது. எனவே ஹைட்ரோனியம் அயனி அமிலமாக செயல்படுகின்றது. அசெட்டேட் அயனி ஒரு புரோட்டானை ஏற்றுக்கொண்டு அசெட்டிக் அமிலத்தை அளிக்கின்றது. எனவே அசெட்டேட் அயனி காரமாக தோன்றுகிறது. இவ்வினையில் அசெட்டிக் அமிலம், காரமாக செயல்படும் அசெட்டேட் அயனியின் இணை அமிலம் எனப்படும். அதேப்போல் நீர், அமிலமாக வினைப்படும் ஹைட்ரோனியம் அயனியின் இணைகாரமாகும். இவ் வினைகளில் கரைப்பான்களே புரோட்டான் வழங்கியாகவும், ஏற்பியாகவும் செயல்படுகின்றன. அனைத்துக் கரைப்பானாகிய நீர், புரோட்டானை வழங்கவும், ஏற்கவும் வல்லது. எனவே நீர் ஈரியல்புள்ள கரைப்பான் எனப்படும்.

இக்கொள்கையினின்று சில முக்கியக் கருத்துகள் புலனாகின்றன.

(அ) ஒரு பொருள் அமிலமாக செயல்பட அதாவது, புரோட்டானை வழங்க வேண்டுமாயின் புரோட்டானை ஏற்கவல்ல வேறு ஒரு பொருள் அதாவது காரம் உடனிருத்தல் வேண்டும்.

(ஆ) நீர் முன்னிலையில் புரோட்டான் ஹைட்ரோனியம் அயனியாக (H_3O^{+}) நீரேறிய நிலையில் உள்ளது.

(இ) மூலக்கூறுகள் மட்டுமின்றி அயனிகளும் அமிலங்களாகவும் காரங்களாகவும் செயல்பட வல்லன. ஓர் அமிலத்தின் எதிர் மின் அயனி (anion) அவ்வமிலத்தின் இணைகாரமாகும். உதாரணமாக அசெட்டேட் அயனி அசெட்டிக் அமிலத்தின் இணைகாரமாகும்.

இக்கொள்கையின் அடிப்படையில் காரங்கள் அயனியாதலை யும் விளக்கலாம்.

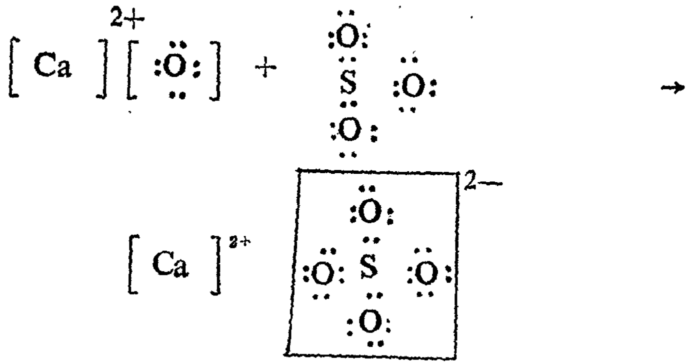
நீர்க்கரைசலில் அம்மோனியா அயனியாதலை கீழ்க்கண்ட சமன்பாடால் குறிப்பிடலாம்.

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

இவ்வினையில் அம்மோனியம் அயனி அம்மோனியாவின் இணை அமிலமாகும். ஹைட்ராக்ஸில் அயனி அமிலமாக செயல்படும் நீரின் இணைகாரமாகும்.

அர்ஹீனியஸ் கொள்கையைவிட பிரான்ஸ்டெட் லௌரி கொள்கை அமிலங்கள், காரங்கள் பற்றிய எளிய கொள்கை யாகும். ஆயினும் இக்கொள்கையால் சில இயற்பாடுகளை விளக்க இயலவில்லை. உதாரணமாக கந்தக டைஆக்ஸைடு, கார்பன் டை ஆக்ஸைடு, கந்தக டிரைஆக்ஸைடு போன்ற அமில ஆக்ஸைடுகள் கால்சியம் ஆக்ஸைடு, பேரியம் ஆக்ஸைடு போன்ற கார ஆக்ஸைடு களுடன் நீர்இல்லா திருப்பினும் நடுநிலையாக்கல் வினைபுரிகின்றன. இவ்வினைகளில் புரோட்டான்களை வழங்குவதோ அல்லது ஏற் பதோ நிகழ்வது இல்லை. இவ்வியற்பாட்டினை விளக்க G.N. லூயி என்ற வேதியியலார் அமிலம் காரம் பற்றிய ஒரு பொதுவான கொள்கையை வெளியிட்டார். இக்கொள்கை இணைதிறனைப், பற்றிய எலக்ட்ரான் கொள்கையின் அடிப்படையில் அமைந்த தாகும்.

லூயி கொள்கை : இக்கொள்கையின்படி அமிலம் என்பது ஓர் இரட்டை எலக்ட்ரானைப் பெற்று ஈதல் பிணைப்பை தோற்று விக்கின்றது. காரம் என்பது ஓர் இரட்டை எலக்ட்ரானை ஈதல் பிணைப்பை உண்டாக்க ஈயும் தன்மை வாய்ந்தது. எனவே அமிலம் எலக்ட்ரான் ஏற்பியாகும், காரம் எலக்ட்ரான் ஈனியாகும். உதாரணமாக சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடும் கால்சியம் ஆக்ஸைடும் நீரில்லாதபோது நடுநிலையாதல் வினைபுரிவதை கீழ்க்காணுமாறு குறிப்பிடலாம்.



இங்கு கால்சியம் ஆக்ஸைடிலுள்ள ஆக்ஸிஜன் தன் தனித்த இரட்டை எலக்ட்ரான்களை சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடுக்கு வழங்குகின்றது. எனவே கால்சியம் ஆக்ஸைடு காரம் எனப்படும். சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடு இரு எலக்ட்ரான்களை தான் வாங்கிக் கொள்வதனால் அமிலமாக செயல்படுகின்றது.

அமிலம், காரம் பற்றிய இம்மூன்று கொள்கைகளையும் சுருக்கமாக கீழ்க்காணுமாறு அட்டவணைப்படுத்தலாம்.

எண்	கொள்கை	அமிலம்	காரம்
1.	அர்ஹீனியஸ் கொள்கை	நீரிய கரைசலில் ஹைட்ரஜன் அயனியை அளிக்கிறது	நீரிய கரைசலில் ஹைட்ராக்ஸில் அயனியை அளிக்கிறது
2.	லௌரி-பிரான்ஸ்டெட் கொள்கை	புரோட்டான் ஈனி	புரோட்டான் ஏற்பி
3.	லூயி கொள்கை	எலக்ட்ரான் ஏற்பி	எலக்ட்ரான் ஈனி

உப்புகள்

அமிலங்களும் காரங்களும் வினைபுரிவதால் உப்புகளும் நீரும் உண்டாகின்றன. இவ்வினை நடுநிலையாக்கல் வினை எனப்படும். உதாரணம்

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

உப்புகளின் வகைகள் : உப்புகள் பல வகைப்படும். அவை இயல்பான உப்புகள், அமில உப்புகள், கார உப்புகள், கலப்பு உப்புகள், இரட்டை உப்புகள், அணைவு உப்புகள் ஆகியவை.

(i) **இயல்பான உப்புகள் :** ஓர் அமிலத்திலுள்ள எல்லா ஹைட்ரஜன் அணுக்களையும் இடப் பெயர்ச்சி செய்வதன் மூலம் கிடைக்கும் உப்பிற்கு இயல்பான உப்பு எனப் பெயர். (உ-ம்) KCl $NaNO_3$, Na_2SO_4, Na_3PO_4.

$$H_3PO_4 + 3\ NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + 3\ H_2O$$

$$H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

(ii) **அமில உப்புகள் :** ஓர் அமிலத்தின் மூலக்கூறிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்களில் ஒரு சில அணுக்களையே இடப்பெயர்ச்சி செய்வதால் தோன்றும் உப்பு அமில உப்பு ஆகும். (உ-ம்) $NaHCO_3$, $KHSO_4$, $Na_2\ HPO_4$. இவ்வகை உப்புகள் மீண்டும் காரங்களுடன் வினைபுரியவல்லன.

$$H_2SO_4 + KOH \rightarrow KHSO_4 + H_2O$$

$$KHSO_4 + KOH \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$$

(iii) **கார உப்புகள் :** ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஹைட்ராக்ஸைடு உறுப்புகளை உடைய உப்புகளை கார உப்புகள் என்கிறோம். இவ்வகை உப்புகள் காரங்களின் முற்றுப் பெறாத நடுநிலையாக்கல் வினைகளில் தோன்றுகின்றன. (உ-ம்)

கார காப்பர் கார்பனேட் $CuCO_3$. $Cu(OH)_2$

மெக்னீசிய ஹைட்ராக்ஸிகுளோரைடு Mg (OH) Cl

$$Mg(OH)_2 + HCl \rightarrow Mg(OH)Cl + H_2O$$

(iv) **கலப்பு உப்புகள் :** இவ்வகை உப்புகளில் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட அமில உறுப்போ அல்லது கார உறுப்போ இருக்கும். (உ-ம்) $NaKSO_4$ (சோடியம் பொட்டாசியம் சல்பேட்), CaCl OCl (கால்சியம் குளோரோ ஹைப்போ குளோரைட்).

(v) **இரட்டை உப்புகள் :** இரண்டு எளிய உப்புகள் சேர்ந்து உண்டாவது இரட்டை உப்பாகும். சம மோல் பங்குள்ள இரும்பு (II) சல்பேட் அம்மோனியம் சல்பேட் இவற்றை நீரில் கரைத்து,

கரைசலைப் படிகமாக்கினால் இரும்பு (II) அம்மோனியம் சல்பேட் என்ற இரட்டை உப்பு படிகமாகின்றது.

$$Fe\,SO_4 \cdot (NH_4)_2\,SO_4 \cdot 6H_2O$$

இந்த உப்புகரைசல் இரும்பு (II), அம்மோனியம், சல்பேட் ஆகியவற்றிற்கான வினைகளைக் கொடுக்கின்றது. படிகாரங்கள் இரட்டை உப்புக்களாகும்.

பொட்டாஷ் படிகாரம் $K_2SO_4 \cdot Al_2\,(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$

ஃபெரிக் படிகாரம் $(NH_4)_2\,SO_4 \cdot Fe_2\,(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$

(vi) அணைவு உப்புகள் : இவை இரட்டை உப்புகளைப் போன்றே ஆக்கப்பட்டிருந்தாலும் அணைவு உப்புக் கரைசல் வினைப்படும் முறை இரட்டை உப்புக் கரைசல் வினைப்படும் முறையினின்று வேறுபடுகின்றது. கரைசலில் அணைவு உப்பு ஓர் எளிய அயனியை யும், ஒரு சிக்கலான அணைவு அயனியையும் அளிக்கின்றது. உதாரணமாக,

பொட்டாசியம் ஃபெர்ரோசயனைடு $K_4\,[Fe\,(CN)_6]$

இச்சேர்மம் கரைசலில் பொட்டாசியம் அயனியையும், ஃபெர்ரோசயனைடு அயனியையும் அளிக்கின்றது. ஃபெர்ரோ சயனைடு அயனி ஃபெரஸ் இரும்பு (II)க்கான வினைகளைப் புரிவதில்லை. ஏனெனில் இது சிக்கலான அணைவு அயனியாகும். இவ்வகை உப்பிற்கு மற்றோர் உதாரணம்

சோடியம் அர்ஜன்டோசயனைடு $Na\,[Ag\,(CN)_2]$

ஆக்ஸிஜனேற்றமும் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கமும்

ஆக்ஸிஜனேற்றம் : மெக்னீசியம் ஆக்ஸிஜனில் எரியும்போது அது ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி மெக்னீசிய ஆக்ஸைடை அளிக்கிறது.

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

இவ்வாறே கந்தகம், ஹைட்ரஜன், கார்பன், தாமிரம் ஆகிய தனிமங்கள் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடுவதைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடு களால் குறிப்பிடலாம்.

$$S + O_2 \rightarrow SO_2 \uparrow$$

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 \uparrow$$

$$2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO.$$

இவ்வேதிவினைகளில் மெக்னீசியம், ஹைட்ரஜன், கந்தகம் கார்பன் ஆகிய தனிமங்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்துள்ளன என்கிறோம். எனவே ஒரு பொருள் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடுவதை ஆக்ஸிஜனேற்றம் என்கிறோம்.

ஆக்ஸிஜன் எதிர்மின்தன்மை உள்ள தனிமமாகும். எனவே ஒரு பொருள் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடும் வினையை மட்டும் அல்லாது ஏனைய எதிர் மின்தன்மையுடைய தனிமத்துடன் சேருவதையும் ஆக்ஸிஜனேற்ற வினை எனலாம். உதாரணமாக.

$$2FeCl_2+Cl_2 \rightarrow FeCl_3$$

$$SnCl_2+Cl_2 \rightarrow SnCl_4$$

எனவே எதிர் மின்தன்மையுடைய தனிமம் ஒரு பொருளுடன் சேருவதும் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றமாகும்.

தாமிரத்தை அடர் கந்தக அமிலத்துடன் வெப்பப்படுத்தும் போது தாமிர சல்பேட், கந்தக டைஆக்ஸைடு, நீர் இவை கந்தக விளைபொருள்களாகக் கிடைக்கின்றன. இவ்வினையில் தாமிரம் எதிர் மின்தன்மையுடைய சல்ஃபேட் உறுப்புடன் கூடி தாமிர சல்பேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$Cu+2H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4+2H_2O+SO_2\uparrow$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலம் இரும்பு(II) சல்பேட்டை இரும்பு(III) சல்பேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$6FeSO_4+3H_2SO_4+2HNO_3 \rightarrow 3\,Fe_2(SO_4)_3+{}^1H_2O+2NO\uparrow$$

எனவே எதிர் மின்தன்மையுடைய உறுப்பு ஒரு பொருளுடன் சேருவதும் ஆக்ஸிஜனேற்றமாகும்.

ஆய்வகத்தில் மாங்கனிஸ் டைஆக்ஸைடை அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்து சூடு செய்து குளோரின் வாயு தயாரிக்கப்படுகின்றது. இவ்வினையில் மாங்கனிஸ் டைஆக்ஸைடு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திலுள்ள ஹைட்ரஜனை நீக்கி குளோரினாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$MnO_2+4HCl \longrightarrow MnCl_2+2H_2O+Cl_2\downarrow$$

அதேபோல்

$$H_2S+Cl_2 \rightarrow 2HCl+S\uparrow$$

என்ற வேதிவினையில் ஹைட்ரஜன் சல்பைடு கந்தகமாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

எனவே ஒரு சேர்மத்தினின்று ஹைட்ரஜன் விலக்கப்படுவதை ஆக்ஸிஜனேற்றம் என்கிறோம்.

ஹைட்ரஜன் நேர் மின்தன்மை கொண்ட தனிமமாகும். எனவே ஏனைய நேர் மின்தன்மை கொண்ட தனிமம் ஒரு சேர்மத்திலிருந்து விலக்கப்படுவதையும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் எனலாம். உதாரணமாக, குளோரின் பொட்டாசியம் அயோடைடிலிருநது நேர் மின்தன்மையுள்ள பொட்டாசியத்தை விலக்கி அயோடின் ஆக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$2KI+Cl_2\rightarrow 2KCl+I_2$$

எனவே ஆக்ஸிஜனேற்றம் என்பது ஒரு பொருள் ஆக்ஸிஜனுடனோ அல்லது ஏனைய எதிர் மின்தன்மை கொண்ட தனிமத்துடனோ அல்லது உறுப்புடனோ கூடும் வேதிவினையையும், ஒரு பொருளினின்று ஹைட்ரஜனோ அல்லது ஏனைய நேர்மின்தன்மை கொண்ட தனிமமோ அல்லது உறுப்போ நீக்கப்படும் வினையையும் குறிப்பிடுகின்றது.

ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம்

ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்க வினை ஆக்ஸிஜனேற்ற வினைக்கு நேர் மாறானது. ஹைட்ரஜன் வாயுவும், குளோரின் வாயுவும் சூரிய ஒளியின் முன்னிலையில் கூடி ஹைட்ரஜன் குளோரைடை அளிக்கிறது. இவ்வினையில் குளோரின் ஹைட்ரஜனுடன்கூடி ஹைட்ரஜன் குளோரைடாக குறைக்கப்படுகிறது.

$$H_2+Cl_2\rightarrow 2HCl$$

$$H_2S+Cl_2\rightarrow 2HCl+S\downarrow$$

இவ்வினையில் ஹைட்ரஜன் சல்பைடு குளோரினை ஹைட்ரஜன் குளோரைடாக ஒடுக்குகிறது. எனவே ஒரு பொருள் ஹைட்ரஜனுடன் கூடுவதை ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் என்கிறோம்.

குளோரின் நேர் மின்தன்மையுள்ள சோடியத்துடன் கூடி சோடியம் குளோரைடாக ஒடுக்கம் அடைகிறது.

$$2Na+Cl_2\rightarrow 2NaCl$$

எனவே ஒரு பொருள் நேர்மின்தன்மையுள்ள தனிமங்களுடன் சேருவதும் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் ஆகும்.

நன்கு வெப்பப்படுத்தப்பட்ட தாமிரம் (II) ஆக்ஸைடுமீது ஹைட்ரஜனை செலுத்தினால் தாமிரம் (II) ஆக்ஸைடு ஆக்ஸிஜனை இழந்து தாமிரமாக ஒடுக்கம் அடைகிறது.

$$CuO+H_2\rightarrow H_2O+Cu\downarrow$$

இவ்வகை ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்க வினைக்கு மற்றோர் உதாரணம்

$$2KClO_2\rightarrow 2KCl+3O_2\uparrow$$

எனவே ஒரு சேர்மத்தினின்று ஆக்ஸிஜன் நீக்கப்படுவது ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கமாகும்.

ஹைட்ரஜன் சல்பைடு இரும்பு (III) குளோரைடிலுள்ள எதிர் மின்தன்மையுள்ள குளோரினை நீக்கி அதை இரும்பு (II) குளோரைடாக ஒடுக்கம் அடையச் செய்கின்றது.

$$2\ FeCl_3 + H_2S \rightarrow 2\ FeCl_2 + 2\ HCl + S \downarrow$$

இவ்வாறே பிறவிநிலை ஹைடிரஜன் இரும்பு (III) சல்பேட்டிலிருந்து எதிர் மின்தன்மையுள்ள சல்பேட் உறுப்பை நீக்கி அச்சேர்மத்தை இரும்பு (II) சல்பேட்டாகக் குறைக்கிறது.

$$Fe_2(SO_4)_3 + 2\ [H] \rightarrow 2\ FeSO_4 + H_2SO_4$$

எனவே ஒரு சேர்மத்தினின்று எதிர் மின்தன்மை கொண்ட தனிமமோ அல்லது உறுப்போ நீக்கப்படும் வினை ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்க வினையாகும்.

எனவே ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் என்பது ஒரு பொருள் ஹைட்ரஜனுடனோ அல்லது ஏனைய நேர் மின்தன்மையுள்ள தனிமத்துடனோ அல்லது உறுப்புடனோ கூடும் வேதி வினையையும், ஒரு பொருளினின்று ஆக்ஸிஜனோ அல்லது ஏனைய எதிர் மின்தன்மையுள்ள தனிமமோ அல்லது உறுப்போ நீக்கப்படும் வினையையும் குறிப்பதாகும்.

ஒரு வினையில் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றமும் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கமும் ஒரே சமயத்தில் நிகழ்கின்றன.

$$H_2S + Cl_2 \rightarrow 2\ HCl + S \downarrow$$

இவ்வினையில் குளோரின் ஆக்ஸிஜனேற்றியாகும். ஹைட்ரஜன் சல்பைடு ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கியாகும். குளோரின் ஹைட்ரஜன் சல்பைடை கந்தகம் ஆக ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்கின்றது. தான் ஹைட்ரஜன் குளோரைடாக ஒடுக்கம் அடைகிறது. எனவே ஒரு வினையில் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றி தான் ஒடுக்கம் அடைகிறது. ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கி வினையில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$CuO + CO \rightarrow Cu + CO_2 \uparrow$$

இவ்வினையில் தாமிரம் (II) ஆக்ஸைடு கார்பன் மோனாக்ஸைடை கார்பன் டைஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கிறது. தான் தாமிரமாக ஒடுக்கம் அடைகிறது. ஆக்ஸிஜனேற்றிகளுக்கு உதாரணம் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட், பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட், மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு, குளோரின் போன்றவை

ஆகும். ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கிக்கு உதாரணம் ஹைட்ரஜன் சல்பைடு, சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு, ஹைட்ரஜன், இரும்பு (II) சல்பேட் ஆகியவை ஆகும்.

ஆக்ஸிஜனேற்றம், ஒடுக்கம் பற்றிய எலக்ட்ரான் கொள்கை

இரும்பு (II) அயனி இரும்பு (III) அயனியாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையும்போது ஓர் எலக்ட்ரானை இழக்கிறது.

$$Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3} + e^{-}$$

$$Fe \rightarrow Fe^{+2} + 2e^{-}$$

என்ற சமன்பாடு இரும்பு, இரும்பு (II) அயனியாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையும் வினையைக் குறிப்பிடுகின்றது.

இச்சமன்பாடில் உள்ள 'e^{-}' என்ற குறியீடு எலக்ட்ரான்களைக் குறிப்பிடுகின்றது. சமன்பாடின் இரு பக்கங்களிலும் உள்ள மொத்த மின்னேற்றம் சமமாக இருத்தல் வேண்டும்.

எனவே ஓர் அணு அல்லது அயனி எலக்ட்ரான்களை இழக்கும் வேதி வினையை ஆக்ஸிஜனேற்றம் எனலாம்.

இரும்பு (III) அயனி ஓர் எலக்ட்ரானைப் பெற்று இரும்பு (II) அயனியாக ஒடுக்கம் அடைகின்றது.

$$Fe^{+3} + e^{-} \rightarrow Fe^{+2}$$

ஒரு தனிமம் அதன் எதிர்மின் அயனியாக மாறும்போது எலக்ட்ரான்கள் பெறப்படுகின்றன. எனவே இது ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்க வினையாகும்.

$$Cl_2 + 2e^{-} \rightarrow 2Cl^{-}$$

எனவே ஓர் அணு அல்லது அயனி எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றுக் கொள்ளும் வினையை ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் என்கிறோம்.

ஒரு வேதிவினையில் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றமும் ஒடுக்கமும் ஒரே சமயத்தில் நிகழ்கின்றன. ஆக்ஸிஜனேற்ற வினையில் இழக்கப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும், ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்க வினையில் பெறப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் சமமாக இருத்தல் வேண்டும். உதாரணமாக குளோரின், இரும்பு (II) குளோரைடை இரும்பு (III) குளோரைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்யும் வினையைக் காண்போம்.

$$2Fe\,Cl_2 + Cl_2 \rightarrow 2\,Fe\,Cl_3$$

$$Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3} + e^{-}$$

$$Cl + e^{-} \rightarrow C^{-}$$

இவ்வினையில் இரும்பு (II) அயனி ஓர் எலக்ட்ரானை இழந்து தான் இரும்பு (III) அயனியாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. குளோரின் ஓர் எலக்ட்ரானை ஏற்றுக்கொண்டு தான் குளோரைடு அயனியாக ஒடுக்கம் அடைகிறது. எனவே ஆக்ஸிஜன் ஏற்றிதான் எலக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொண்டு ஒடுக்கம் அடைகின்றது. ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கி எலக்ட்ரான்களை ஆக்ஸிஜனேற்றிக்கு அளிக்கின்றது. வினை முடிவில் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கி தான் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகின்றது.

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்

ஒரு பொருள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறதா அல்லது ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் அடைகிறதா என்பதை அப்பொருள் பங்கேற்கும் வேதிவினையில் தோன்றும் அயனிகளின் மின்னேற்றத்தை மட்டும் நோக்கிக் கூறிவிட முடியாது. உதாரணமாக

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$

இவ்வினையில் மின்னேற்றம் இல்லாத மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு மாங்கனீஸ் அயனியாக மாற்றம் அடைகின்றது. இவ்வாறு இருப்பினும் நாம் மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் அடைகிறது என்று அறிகிறோம். ஏனெனில் இவ்வினையில் குளோரைடு அயனி குளோரின் வாயுவாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகின்றது. இவ்வாறு பல வேதிவினைகளில் சில சேர்மங்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகின்றதா அல்லது ஒடுக்கம் அடைகின்றதா என்பதை ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் பற்றிய கொள்கையைக்கொண்டு விளக்கலாம்.

ஓர் அணுவின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் என்பது சில விதிமுறைகட்கு உட்பட்டு அதற்குத் தரப்பட்டுள்ள மின்னேற்றத்தைக் குறிப்பிடும் எண் ஆகும். **ஒரு தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் என்பது அத்தனிமத்தின் இணைதிறனையும் மின்தன்மையையும் இணைத்துக் குறிப்பிடும் எண் ஆகும்.**

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணை நிர்ணயித்தல்

(1) இரு தனிமங்களைக் கொண்ட அயனிச் சேர்மங்களில் ஒவ்வொரு தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணும் அந்தந்த அயனியின் மின்னேற்றத்தைக் குறிப்பிடும் எண்ணாகும். உதாரணமாக பேரியம் குளோரைடில் பேரியத்தின் மின்னேற்றம் $+2$ ஆகும். எனவே அதன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+2$. ஒவ்வொரு குளோரைடு அயனியும் ஓர் அலகு எதிர் மின்னேற்றத்தைக் கொண்டுள்ளது. எனவே அதன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் -1 ஆகும்.

(2) சகபிணைப்புச் சேர்மங்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் கணிப்பதில் ஒருமுறை மேற்கொள்ளப்படுகிறது.

(i) ஒரே தனிமத்தின் இரு அணுக்கள் சக பிணைப்பில் பங்கு கொள்ளுமாயின் ஒவ்வோர் அணுவுடனும் ஒவ்வோர் எலக்ட்ரானைச் சேர்த்து அதன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் கணிக்கப்படுகிறது. உதாரணமாக ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறில் ஒவ்வொரு ஹைட்ரஜனுடன் ஓர் எலக்ட்ரானைச் சேர்த்தால் அது மின்னேற்றம் அற்ற ஹைட்ரஜன் அணுவைக் குறிக்கும். எனவே ஹைட்ரஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் பூஜ்யம் ஆகும். எனவே எத்தனிமத்துடனும் கூடாது தனிப்பட்ட நிலையில் இருக்கும் தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் பூஜ்யமாகும்.

(ii) இரு வெவ்வேறு தனிம அணுக்கள் சக பிணைப்பில் பங்குகொள்ளுமாயின் இரு எலக்ட்ரான்களும் அதிக எலக்ட்ரான் நாட்டமுள்ள அணுவிற்கே வழங்கப் பட்டு ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் கணக்கிடப்படுகின்றது. எனவே ஒரு தனிம அணுவின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் நேர்க் குறியீடு உடையதாகும், மற்றொரு தனிம அணுவின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் எதிர் குறியீடு உடையதாகவும் இருக்கும். உதாரணமாக ஹைட்ரஜன் குளோரைடில் ஹைட்ரஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+1$ ஆகும். குளோரினின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் -1 ஆகும்.

(iii) உலோக ஹைட்ரைடுகள் தவிர ஹைட்ரஜனின் எல்லா சேர்மங்களிலும் ஹைட்ரஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+1$ ஆகும். உலோக ஹைட்ரைடுகளில் ஹைட்ரஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் -1 ஆகும்.

(iv) பராக்ஸைடுகள் தவிர ஏனைய ஆக்ஸிஜனின் சேர்மங்களில் ஆக்ஸிஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் -2 ஆகும். பெராக்ஸைடுகளில் ஆக்ஸிஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் -1 ஆகும்.

(3) (i) ஒரு சேர்மத்திலுள்ள எல்லாத் தனிம அணுக்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களின் கூடுதல் பூஜ்யமாகும். உதாரணமாக KNO_3 என்ற சேர்மத்தில் உள்ள தனிமங்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களின் கூடுதல் $+1+5-6=0$ ஆகும்.

(ii) ஓர் அயனியிலுள்ள எல்லாத் தனிம அணுக்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களின் கூட்டுத் தொகை அயனியின் மின்னேற்றத்திற்குச் சமமாகும். உதாரணமாக SO_4 அயனியின் மின்னேற்றம் $+6-8=-2$ ஆகும்.

ஒரு சேர்மத்திலுள்ள குறிப்பிட்ட தனிம அணுவின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் கணக்கிடுதல்

1. (உ-ம்) கந்தக அமிலத்தில் H_2SO_4 கந்தகத்தின ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் காணல்.

கந்தகத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணை x எனக் கொள்வோம்.

ஹைட்ரஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $= +1$

ஆக்ஸிஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $= -2$

$$\therefore (2\times+1)+x+(4\times-2)=0$$

$$2+x-8=0$$

$$x=8-2=6.$$

கந்தகத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+6$ ஆகும்.

2. (உ-ம்) H_2SO_3ல் Sன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் கணக்கிடல்.

$$+2+x-6=0$$

$$x=6-2=4.$$

S ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+4$ ஆகும்.

3. பாஸ்பேட் PO_4^{-3} அயனியில் பாஸ்பரத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் கணக்கிடல்.

பாஸ்பரத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணை x எனக் கொண்டால்

$$+x+(4\times-2)=-3$$

$$x-8=-3$$

$$x=-3+8=+5$$

பாஸ்பரத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+5$ ஆகும்.

4. $KMnO_4$, K_2MnO_4, MnO_2 இவற்றில் Mnன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் கணக்கிடுவோம்.

$KMnO_4$ ல் Mn ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணை x எனக் கொள்வோம்.

Kன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $= +1$

ஓர் ஆக்ஸிஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $= -2$

4 ஆக்ஸிஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = — 8

$\therefore +1 + x - 8 = 0$

$x = 8 - 1$

$x = 7$

$\therefore$ $KMnO_4$ ல் Mn ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் +7

K_2MnO_4 ல் Mn ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் :

$+2 + x - 8 = 0$

$x = 8 - 2 = 6$

K_2MnO_4ல் Mn ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் + 6

MnO_2ல் Mn ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் :

$x - 4 = 0$

$x = 4$

MnO_2ல் Mn ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் + 4.

பல தனிமங்களுக்கு தனிப்பட்ட நிலையிலுள்ள பூஜ்ய ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைத் தவிர சேர்ம நிலையில் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணிற்கான ஒரு மதிப்பே உள்ளது. ஆனால் சில தனிமங்கள் அத்தனிமங்கள் அடங்கிய சேர்மங்களைப் பொறுத்து ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களைப் பெற்றுள்ளன.

உதாரணம் : $KMnO_4$ல் Mn ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் + 7.

K_2MnO_4ல் Mn ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் + 6.

MnO_2ல் Mn ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = 4.

H_2SO_4 ல் S ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = + 6.

H_2SO_3 ல் S ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = + 4.

மாதிரிக் கணக்கு : பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட், பொட்டாசியம் குரோமேட் ஆகிய சேர்மங்களில் குரோமியத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் கணக்கிடுக.

$K_2Cr_2O_7$

Cr ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் 'x' என்க.

K ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் + 1 ஆகும்.

ஓர் ஆக்ஸிஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் — 2 ஆகும்.

ஏழு ஆக்ஸிஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $-2 \times 7 = -14$ ஆகும்.

$+2 + 2x - 14 = 0$

$2x = 14 - 2 = 12$

$x = \frac{12}{2} = 6$

Cr-ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $= +6$.

K_2CrO_4

ஒரு K-ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+1$

இரு K-ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+2$

Cr-ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+x$

ஓர் ஆக்ஸிஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் -2.

4 ஆக்ஸிஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் -8.

$+2 + x - 8 = 0$

$x = 8 - 2$

$x = +6$

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் பற்றிய ஆக்ஸிஜனேற்ற ஒடுக்கத்தின் விளக்கம்

பொட்டாசியம் மாங்கனேட் (K_2MnO_4) பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையும்போது Mn-ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+6$-லிருந்து $+7$ ஆக உயர்கிறது. அதே போல் ($CrCl_3$) குரோமியம் (III) குளோரைடு பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட்டாக ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையும்போது Cr-ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+3$ என்பதிலிருந்து $+6$ ஆக உயர்கிறது. துத்தநாகம் (Zn) துத்தநாக அயனியாக (Zn^{2+}) ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையும்போது துத்தநாகத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் 0-விலிருந்து $+2$ ஆக மாறுகிறது. எனவே ஒரு வினையில் ஒரு தனிம அணுவின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் அதிகரிப்பின் அஃது ஆக்ஸிஜனேற்ற வினையைக் குறிப்பிடும்.

மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு மாங்கனஸ் அயனியாக (மாங்கனஸ் உப்புகளாக) ஒடுக்கம் அடையும் வினையில் Mn-ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+4$-லிருந்து $+2$ ஆகக் குறைகிறது. அதேபோல் இரும்பு (III) குளோரைடு ($FeCl_3$) இரும்பு (II) குளோரைடாக ($FeCl_2$) ஒடுக்கம் அடையும்போது இரும்பின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+3$ என்பதிலிருந்து $+2$ ஆகக் குறைகிறது. குளோரின் வாயு குளோரைடு அயனியாக ஒடுக்கம் அடையும்போது குளோரினின்

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் 0-விலிருந்து —1 ஆகக் குறைகிறது. எனவே ஒரு வினையில் ஒரு தனிம அணுவின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் குறைந்தால் அஃது ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்க வினையைக் குறிப்பிடும்.

அயனிச் சமன்பாடுகள்

இரும்பு (III) குளோரைடு கரைசலுடன் வெள்ளீயம் (II) குளோரைடு கரைசலைச் சேர்க்கும்போது நிகழும் வினையைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டால் குறிப்பிடலாம்.

$$2\,FeCl_3 + SnCl_2 \rightarrow 2\,FeCl_2 + SnCl_4$$

இது மூலக்கூறுகளைக்கொண்டு எழுதும் சமன்பாடாகும். இவ்வினையில் பங்கு பெறும் சேர்மங்கள் அயனியாதலைக் குறிப்பிடும் வகையில் இவ்வினையை வேறொரு சமன்பாடால் குறிப்பிடலாம்.

$$2\,Fe^{+3} + 6Cl^- + Sn^{+2} + 2\,Cl^- \rightarrow 2\,Fe^{+2} + 4Cl^- + Sn^{+4} + 4Cl^-$$

சமன்பாடின் இரு பக்கங்களிலும் உள்ள பொது அயனியாகிய $8Cl^-$ வினையில் பங்கு பெறாததால் அதனை விடுத்து இச்சமன்பாடை

$$2Fe^{+3} + Sn^{+2} \rightarrow 2\,Fe^{+2} + Sn^{+4}$$

என்று எழுதலாம். இச்சமன்பாடு அயனிச் சமன்பாடு எனப்படும். இச்சமன்பாடு மூலக்கூறுகளைக்கொண்டு எழுதும் சமன்பாடை விட எளிதாக உள்ளது.

அதேபோல் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலும் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலக் கரைசலும் புரியும் நடுநிலையாக்கல் வினையை சமன்பாடாக

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

என்று எழுதலாம். இவ்வினையில் பங்கு பெறும் மின் பகுதிகள் அயனியாதலைக் காண்பிக்கும் வகையில் இச்சமன்பாடினை

$$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$$

என எழுதலாம். சமன்பாடின் இரு பக்கங்களிலும் பொதுவாக உள்ள அயனிகளை விடுத்து

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

எனக் குறிப்பிடலாம்.

ஒரு வேதிவினையில் பங்குபெறும் துகள்களை அதாவது அயனிகள், அணுக்கள், மூலக்கூறுகள் இவற்றை மட்டும் குறிப்பிட்டு வினையில் பங்கு பெறாத அயனிகளை விடுத்து எழுதும் சமன்பாடு அயனிச் சமன்பாடு எனப்படும்.

அயனிச் சமன்பாடுகளை எழுதும்போது கவனிக்க வேண்டிய சில விதி முறைகள்

(1) சேர்மங்கள், அயனிகள் இவை சாதாரணமாக உள்ளதாயிருக்கின்ற நிலையிலேயே சமன்பாட்டில் குறிக்கப்படுகின்றன. உதாரணமாக MnO_2, H_2 இவற்றை மூலக்கூறுகளாகக் குறிப்பிடுகிறோம்.

(2) அயனிச் சேர்மங்களிடையே வினை நிகழும்போது தனித்து அயனிகளாக வினையில் தோன்றுபவற்றை அயனிகளாகவும், கரையாச் சேர்மங்களையும் அயனியாகாச் சேர்மங்களையும், மூலக்கூறு வடிவிலும் எழுதுதல் வேண்டும்.

(3) முழுமையாக அயனியாகாச் சேர்மங்கள் ஓரளவு அயனிகளாகப் பிரிந்திருந்தால் மட்டுமே அயனிகளாக குறிப்பிடப்படுகின்றன. நீரை மூலக்கூறு எனக்கொண்டு H_2O என்ற வாய்பாட்டால் குறிப்பிடுகிறோம்.

அமிலங்கள், காரங்கள், உப்புகள், ஆக்ஸிஜன் ஏற்றிகள், ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கிகள்—இவற்றின் சமான எடைகள்

அமிலத்தின் சமான எடை: எல்லா அமிலங்களும் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட பதிலீடு செய்யத்தக்க ஹைட்ரஜன் அணுக்களைப் பெற்றுள்ளன. ஓர் அமிலக் கூறிலுள்ள பதிலீடு செய்யத்தக்க ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையை அவ்வமிலத்தின் காரத்துவம் என்பவர். ஓர் அமிலத்தின் காரத்துவம் 'n' எனக் கொள்வோம்.

அமிலத்தின் மூலக்கூறு எடையில் $n \times 1{\cdot}008$ பங்கு எடையுள்ள பதிலீடு செய்யத்தக்க ஹைட்ரஜன் உள்ளது.

∴ $1{\cdot}008$ பங்கு எடையுள்ள பதிலீடு செய்யத்தக்க ஹைட்ரஜனைப் பெற்றுள்ள அமிலத்தின் எடை

$$= \frac{\text{அமிலத்தின் மூலக்கூறு எடை}}{\text{அமிலத்தின் காரத்துவம்}}$$

$$\therefore \text{அமிலத்தின் சமான எடை} = \frac{\text{அதன் மூலக்கூறு எடை}}{\text{காரத்துவம்}}$$

$1{\cdot}008$ பங்கு எடையுள்ள பதிலீடு செய்யத்தக்க ஹைட்ரஜனைக் கொண்ட அமிலத்தின் எடையே அதன் சமான எடை எனப்படும். ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் ஒரு பதிலீடு செய்யத்தக்க ஹைட்ரஜன் உள்ளது. எனவே ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின்

சமான எடை அதன் மூலக்கூறு எடைக்குச் சமம். கந்தக அமிலத்தின் காரத்துவம் 2 ஆகும்.

$$\left.\begin{matrix}\text{கந்தக அமிலத்தின்}\\ \text{சமான எடை}\end{matrix}\right\} = \frac{\text{கந்தக அமிலத்தின் மூலக்கூறு எடை}}{2} = \frac{98}{2} = 49$$

பாஸ்பாரிக் அமிலத்தின் காரத்துவம் 3. எனவே,

$$\text{பாஸ்பாரிக் அமிலத்தின் சமான எடை} = \frac{\text{அதன் மூலக்கூறு எடை}}{3}$$

ஆக்சாலிக் அமிலத்தில் இரு பதிலீடு செய்யத்தக்க ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் உள்ளன. படிக ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறு எடை = 126.

$$\text{படிக ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் சமான எடை} = \frac{126}{2} = 63$$

$(COOH)_2 . 2H_2O$ என்பது படிக ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் வாய்பாடு ஆகும்.

காரத்தின் சமான எடை: பதிலீடு செய்யத்தக்க ஒரு ஹைட்ராக்ஸில் அயனியைக் கொண்ட காரத்தின் எடையே அதன் சமான எடையாகும்; அல்லது ஒரு சமான எடை அமிலத்தை முற்றிலும் நடுநிலையாக்கத் தேவைப்படும் காரத்தின் எடையே அதன் சமான எடையாகும். காரத்தின் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள பதிலீடு செய்யத்தக்க ஹைட்ராக்ஸில் தொகுதியின் எண்ணிக்கை அதன் அமிலத்துவம் எனப்படும். சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு இவை அமிலத்துவம் 1 உள்ள காரங்களுக்கு உதாரணம் ஆகும். கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடு அமிலத்துவம் 2 உள்ள காரம் ஆகும்.

$$\left.\begin{matrix}\text{சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின்}\\ \text{சமான எடை}\end{matrix}\right\} = \frac{\text{அதன் மூலக்கூறு எடை}}{1} = \frac{40}{1} = 40.$$

$$\text{ஒரு காரத்தின் சமான எடை} = \frac{\text{காரத்தின் மூலக்கூறு எடை}}{\text{காரத்தின் அமிலத்துவம்}}$$

ஒரு சமான எடை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை நடு நிலையாக்க 40 பங்கு எடையுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு தேவைப்படுகிறது. எனவே சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் சமான எடை 40 ஆகும். சோடியம் கார்பனேட்டின் சமான எடையைக் கீழ்க் கண்டவாறு கணக்கிடலாம்.

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$$

இரு சமான எடை அளவுள்ள ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் 106 பங்கு எடையுள்ள சோடியம் கார்பனேட்டுடன் முற்றிலும் வினை புரிகிறது.

∴சோடியம் கார்பனேட்டின் சமான எடை $= \frac{106}{2} = 53.$

உப்பின் சமான எடை: சோடியம் குளோரைடு போன்ற உப்பைக் கீழ்க்கண்ட நடுநிலையாக்கல் வினைப்படி தயாரிக்கலாம்.

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

இந்த உப்பு ஒரு கிராம் சமான எடையளவு அமிலம், ஒரு கிராம் சமான எடையளவு காரத்தை முற்றிலும் நடுநிலையாக்குவதன் மூலம் கிடைக்கின்றது. எனவே சோடியம் குளோரைடின் சமான எடை அதன் மூலக்கூறு எடைக்குச் சமம்.

'ஓர் உப்பின் சமான எடை என்பது ஒரு சமான எடை அமிலம், ஒரு சமான எடை காரத்தை முழுவதும் நடுநிலையாக உண்டாக்கும் உப்பின் எடையாகும்.'

ஆக்ஸிஜன் ஏற்றியின் சமான எடை: ஆக்ஸிஜனேற்றத்திற்காக 8 பங்கு எடை ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்கும் ஆக்ஸிஜனேற்றியின் எடையே அதன் சமான எடையாகும்.

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டின் சமான எடையைக் கீழ்க்கண்டவாறு கணக்கிடலாம். நீர்த்த அமிலத்தின் முன்னிலையில் பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றியாகச் செயல்படுகின்றது.

$$\underset{316}{2KMnO_4} + 3H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + \underset{80}{5[O]}$$

80 பங்கு எடையுள்ள ஆக்ஸிஜனை ஆக்ஸிஜன் ஏற்றத்திற்காக 316 பங்கு எடையுள்ள பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் தருகிறது.

∴8 பங்கு எடை ஆக்ஸிஜனை 31·6 பங்கு எடையுள்ள பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் அளிக்கும்.

∴பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டின் சமான எடை = 31·6.

அதேபோல் பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட்டின் சமான எடையைக் கீழ்க்கண்டவாறு கணக்கிடலாம்.

$$\underset{294}{K_2Cr_2O_7} + 4H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + {}^{\prime}H_2O + \underset{48}{3[O]}$$

48 பங்கு எடையுள்ள ஆக்ஸிஜனை ஆக்ஸிஜன் ஏற்றத்திற்காக 294 பங்கு எடையுள்ள பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட் அளிக்கிறது.

8 பங்கு எடையுள்ள ஆக்ஸிஜனை அளிக்கும் பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட்டின் எடை $= \frac{294}{6} = 49$ ஆகும்.

ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கியின் சமான எடை : 8 பங்கு எடை ஆக்ஸிஜனேற்றியால் அல்லது ஒரு சமான எடை ஆக்ஸிஜனேற்றியால் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையும் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கியின் எடையே அதன் சமான எடை எனப்படும்.

அமிலம் முன்னிலையில் இரும்பு(II) சல்பேட் இரும்பு (III) சல்பேட்டாக ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையும் வினையைக் கீழ்க்கண்டவாறு குறிப்பிடலாம்.

$$\underset{2\times 152}{2\,FeSO_4} + H_2SO_4 + \underset{16}{[O]} \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$$

2×152 பங்கு எடையுள்ள இரும்பு(II) சல்பேட் 16 பங்கு எடையுள்ள ஆக்ஸிஜனால் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடைகிறது.

∴ 8 பங்கு எடையுள்ள ஆக்ஸிஜனால் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையும் இரும்பு(II) சல்பேட்டின் எடை 152 ஆகும்.

நீரற்ற இரும்பு(II) சல்பேட்டின் சமான எடை = 152.

படிக இரும்பு(II) சல்பேட்டின் ($FeSO_4 . 7\,H_2O$) சமான எடை $= 152 + 126 = 278$

126 என்பது 7 H_2O விற்கான எடையைக் குறிப்பிடும்.

ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் சமான எடையைக் கீழ்க்கண்டவாறு கணக்கிடலாம்.

$$\begin{matrix} COOH \\ COOH \end{matrix} + [O] \rightarrow 2\,CO_2\uparrow + H_2O$$

16 பங்கு எடையுள்ள ஆக்ஸிஜன் 90 பங்கு எடையுள்ள ஆக்சாலிக் அமிலத்தை ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது.

8 பங்கு எடையுள்ள ஆக்ஸிஜனால் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையும் ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் எடை $= \frac{90}{2} = 45$

படிக ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு $(COOH)_2\,2H_2O$.

படிக ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் சமான எடை $= \frac{126}{2} = 63.$

126 என்பது படிக ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறு எடையைக் குறிப்பிடும்.

ஆக்ஸிஜன் ஏற்றி, ஒடுக்கி இவற்றின் சமான எடைகளைப் பற்றிய எலக்ட்ரான் கொள்கை

எலக்ட்ரான் கொள்கைப்படி எலக்ட்ரான் இழத்தலை ஆக்ஸிஜனேற்ற வினை என்றும், எலக்ட்ரான் ஏற்கும் வினையை ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கவினை என்றும் கூறுகிறோம். எனவே எலக்ட்ரான் கொள்கைப்படி ஓர் எலக்ட்ரானை ஏற்க அல்லது இழக்கத் தேவைப்படும் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றி அல்லது ஒடுக்கியின் எடையே அந்த வேதிவினையில் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றி அல்லது ஒடுக்கியின் சமான எடையைக் குறிப்பிடும். உதாரணமாக வெள்ளீயம் (II) குளோரைடும் பாதரசம் (II) குளோரைடும் வினைப்படும்போது, பாதரசம் (II) குளோரைடு வெள்ளீயம் (II) குளோரைடை வெள்ளீயம் (IV) குளோரைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$HgCl_2 + SnCl_2 \rightarrow SnCl_4 + Hg$$

$$Sn^{+2} \rightarrow Sn^{+4} + 2e^-$$

இவ்வினையில் வெள்ளீயம் (II) குளோரைடின் சமான எடை $=$ $\frac{\text{அதன் மூலக்கூறு எடை}}{2}$

$$Hg^{+2} + 2e^- \rightarrow Hg.$$

பாதரசம் (II) குளோரைடின் சமான எடை $=$ $\frac{\text{அதன் மூலக்கூறு எடை}}{2}$

மாறுபடும் சமான எடைகள் : ஒரு குறிப்பிட்ட ஆக்ஸிஜன் ஏற்றி அல்லது ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கி அஃது பங்கு கொள்ளும் வேதி வினையைப் பொறுத்து மாறுபட்ட சமான எடைகளைப் பெற்றிருக்கலாம். உதாரணமாக பெர்மாங்கனேட் அயனி அமிலக் கரைசலில் மாங்கனஸ் அயனியாக ஒடுக்கம் அடைகிறது.

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$$

இவ்வினையில் 5 எலக்ட்ரான்களை ஒரு மோல் பெர்மாங்கனேட் ஏற்கிறது.

∴ பெர்மாங்கனேட்டின் சமான எடை $=$ $\frac{\text{அதன் மூலக்கூறு எடை}}{5}$

அடர் காரக்கரைசலில் பெர்மாங்கனேட் அயனி மாங்கனேட் அயனியாக ஒடுக்கம் அடைகிறது.

$$MnO_4^- + e^- \rightarrow MnO_4^{-2}$$

∴ காரக்கரைசலில் பெர்மாங்கனேட்டின் சமான எடை

$$= \frac{\text{பெர்மாங்கனேட்டின் மூலக்கூறு எடை}}{1}$$

இவ்வினையில் ஓர் எலக்ட்ரானை ஒரு மோல் பெர்மாங்கனேட் ஏற்கிறது.

பருமனறி பகுப்பு

பொருள்களைப் பற்றி பகுத்தறியும் முறைகளைப் பண்பறி பகுப்பு, அளவறி பகுப்பு என இருவகைகளாகப் பிரிக்கலாம். ஒரு சேர்மத்தின் வேதிப் பண்புகளைச் சோதித்து அதன் அமில மூலம், கார மூலம் இவற்றைக் கண்டுபிடித்தல் **பண்பறி பகுப்பு** எனப் படும். ஒரு பொருளின் அளவை அறிந்துகொள்ள உதவும் பகுப்பு முறை **அளவறி பகுப்பு** எனப்படும். அளவறி பகுப்பு முறை எடையறி பகுப்பு, பருமனறி பகுப்பு என இருவகைப்படும். எடையறி பகுப்பில் ஒரு பொருளின் அளவு நேரடியாக எடையைக் கண்டு பிடித்தல் மூலம் நிர்ணயிக்கப்படுகிறது.

பருமனறி பகுப்பு : பருமனறி பகுப்பு என்பது வினையில் ஈடு படும் ஒரு கரைசலின் பருமனை நிர்ணயித்துப் பின் குறிப்பிட்ட கன அளவுள்ள கரைசலில் எவ்வளவு கிராம் சேர்மம் கரைந்திருக்கிறது எனக்கணக்கிடுவது ஆகும். நடுநிலையாக்கல் வினை, ஆக்ஸிஜனேற்ற ஒடுக்கவினை, வீழ்படிவாதல் வினை போன்ற பல வினைகளில் பங்கு கொள்ளும் கரைசலின் பருமனை இம்முறையில் நிர்ணயிக்கலாம்.

அளவறி கரைசல் : 1 லிட்டர் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் 4 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைந்திருப்ப தாகக் கொள்வோம். இது திறன்தெரிந்த கரைசல் ஆகும். எனவே இக்கரைசலை அளவறி கரைசல் என்கிறோம். ஒரு கரை சலின் திறன் தெரிந்திருப்பின் அக்கரைசல் அளவறி கரைசல் எனப் படும். ஒரு கரைசலின் திறனை நார்மாலிட்டி என்ற பெயரால் குறிப்பிடுவது வழக்கம்.

நார்மாலிட்டி : ஒரு லிட்டர் கரைசலில் ஒரு கிராம் சமான எடை அளவுள்ள ஒரு பொருள் கரைந்திருக்குமானால் அக்கரைசல் நார்மல் கரைசல் எனப்படும்.

எடுத்துக்காட்டாக கரைபொருளை சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு எனக் கொள்வோம்.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் சமான எடை 40 ஆகும்.

1 லிட்டர் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் 40 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைந்திருக்குமானால் அக்கரைசல் நார்மல் கரைசல் எனப்படும். இக்கரைசலை N கரைசல் என்று குறிப்பிடுகிறோம்.

1 லிட்டர் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் 4 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைந்திருப்பின் அது $\frac{N}{10}$ அல்லது 0·1 N கரைசல் எனப்படும்.

இதேபோல் ஒரு லிட்டர் கரைசலில் 0·4 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைந்திருப்பின் அது $\frac{N}{100}$ அல்லது 0·01 N கரைசல் எனப்படும்.

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் சமான எடை அதன் மூலக்கூறு எடைக்குச் சமம். அதாவது 36·5 ஆகும்.

ஒரு லிட்டர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலக் கரைசலில் 36·5 கிராம் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் கரைந்திருப்பின் அது N கரைசலாகும்.

கந்தக அமிலத்தின் சமான எடை 49. எனவே 49 கி. கந்தக அமிலம் ஒரு லிட்டர் கரைசலில் கரைந்திருக்குமாயின் அது N கரைசல் எனப்படும்.

கரைசலின் நார்மாலிட்டிக்கும், ஒரு லிட்டர் கரைசலில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் எடைக்கும் உள்ள தொடர்பு

ஒரு லிட்டர் N சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் 40 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைந்துள்ளது என்று ஏற்கனவே கண்டோம்.

$$40 \times 1 = 40$$

இங்கு 40 என்ற எண் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் சமான எடையும், 1N என்பது கரைசலின் நார்மாலிட்டியையும் குறிப்பிடுகிறது.

ஒரு லிட்டர் 0· N சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் 4 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைந்துள்ளது.

$$40 \times 0{\cdot}1 = 4$$

இச்சமன்பாட்டில் 0·1 என்பது சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் நார்மாலிட்டியையும், 40 என்பது சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் சமான எடையையும் குறிப்பிடுகின்றன.

அதேபோல் ஒரு லிட்டர் $\frac{N}{100}$ அல்லது 0·01 N சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் 0·4 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைந்துள்ளது.

$$40 \times 0{\cdot}01 = 0.4$$

இச்சமன்பாட்டில் 0·01 என்பது சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் நார்மாலிட்டியைக் குறிப்பிடுகிறது.

ஒரு லிட்டர் $\frac{N}{2}$ அல்லது 0·5 சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் 20 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைந்துள்ளது.

$$40 \times 0{\cdot}5 = 20$$

இங்கு 0·5 என்பது கரைசலின் நார்மாலிட்டியைக் குறிப்பிடுகிறது. எனவே

ஒரு லிட்டர் கரைசலில் கரைந்துள்ள கரை பொருளின் எடை } = சமான எடை × நார்மாலிட்டி

இச்சமன்பாடு பருமனறி பகுப்பாய்வுக் கணக்கீடுகளில் பெரிதும் பயன்படுகின்றது.

பருமனறி பகுப்பாய்வு அடிப்படைத் தத்துவம்

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும், சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடும் நடுநிலையாதல் வினைபுரிவதை

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

என்ற சமன்பாடால் குறிப்பிடலாம். இதன்படி ஒரு கிராம் சமான எடையளவு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் (36·5கி), ஒரு கிராம் சமான எடையளவு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை (40கி) நடுநிலையாக்கும். ஒரு கிராம் சமான எடையுள்ள ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் அதன் ஒரு லிட்டர் நார்மல் கரைசலில் (N கரைசலில்) கரைந்திருக்கும்.

அதேபோல் ஒரு லிட்டர் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் நார்மல் கரைசலில் 40 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைந்துள்ளது. எனவே ஒரு லிட்டர் N ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலக் கரைசலும் ஒரு லிட்டர் N சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலும் ஒன்றை ஒன்று முற்றிலும் நடுநிலையாக்கும்.

அதே போல் 100 cm^3 N ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலக் கரைசலை 100 cm^3 N சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலே நடு நிலையாக்கும். இவ்வாறே 20 cm^3 0·5 N ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலக் கரைசலை 20 cm^3 0·5 N சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலே முற்றிலும் நடுநிலையாக்கும்.

இம் மேற்கோள்களினின்று நாம் அறியும் கருத்தைக் கீழ்க் கண்டவாறு எடுத்துக் கூறலாம். சம நார்மாலிட்டியை உடைய இரு கரைசல்கள், சம கன அளவில் ஒன்றுடன் ஒன்று முற்றிலும் வினைப்படும். இக்கருத்தே பருமனறிப் பகுப்பு விதி எனப்படும். வினைப்படும் இரு கரைசல்களின் நார்மாலிட்டி வேறுபட்டிருந்தால் அவை முற்றிலும் வினைப்படத் தேவையான கன அளவுகளும் மாறுபடும். உதாரணமாக அமிலத்தின் திறன் காரத்தின் திறனை விடக் குறைவாக இருப்பின், குறிப்பிட்ட கன அளவுள்ள காரத்தை நடுநிலையாக்க அதைவிட அதிக கன அளவுள்ள அமிலக் கரைசலே வேண்டியிருக்கும்.

அமிலக் கரைசலின் கன அளவை V_1 என்றும், அக்கரைசலின் திறனை N_1 என்றும், காரக்கரைசலின் கன அளவை V_2 என்றும், அக்கரைசலின் திறனை N_2 என்றும் கொண்டால் பருமனறி பகுப்பு விதிப்படி,

$$V_1 \times N_1 = V_2 \times N_2$$

இச்சமன்பாட்டைக் கொண்டு ஏதேனும் மூன்று அளவுகளின் மதிப்பு தெரிந்திருப்பின் நான்காவது மதிப்பைக் கணக்கிடலாம்.

தரம் பார்த்தல்: பருமனறி பகுப்பாய்வில் நாம் பயன் படுத்தும் பரிசோதனை முறையைத் தரம் பார்த்தல் என்கிறோம். தரம் பார்த்தலின் முடிவு நிலையை அறிய நிலைகாட்டிகள் பயன் படுகின்றன.

நிலை காட்டிகள்: ஒரு தரம் பார்த்தல் வினையின் முடிவு நிலையைச் சரியாகக் காட்ட உதவும் பொருளை நிலைகாட்டி என்கிறோம். நிலை காட்டிகள் தரம் பார்த்தலில் பயன்படும் இரு கரைசல்களிலும் இரு வேறுபட்ட நிறங்களைப் பெற்றிருக்கும்; அல்லது ஒரு கரைசலில் நிறமுள்ளதாகவும், மற்றொன்றில் நிறமற்றதாகவும் இருக்கும். தரம் பார்த்தல் வினையைப் பொறுத்து நிலைகாட்டிகளை அமிலகார நிலைகாட்டி, ஆக்ஸிஜனேற்ற ஒடுக்க நிலைகாட்டி போன்ற பலவகைகளாகப் பிரிக்கலாம். நடுநிலையாக்கல் வினையின் தரம் பார்த்தலில் இரு முக்கிய நிலை காட்டிகளைப் பயன்படுத்துகின்றோம். அவை பினாஃப்தலின், மெத்தில் ஆரஞ்சு என்பனவாகும் பினாஃப்தலினை ஹைட்ரோ

குளோரிக் அமிலத்தை சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் தரம் பார்க்கும் வினையிலும், ஆக்சாலிக் அமிலத்தை சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் தரம் பார்க்கும் வினையிலும் பயன்படுத்தலாம். பொதுவாக வீரிய அமிலம் அல்லது வீரியம் குறைந்த அமிலத்தை வீரிய காரத்துடன் தரம் பார்க்க இந்த நிலைகாட்டி பயன்படுகிறது. பினாஃப்தலின் காரக் கரைசலில் இளஞ்சிவப்பு நிறத்தைப் பெற்றும் அமிலக்கரைசலில் நிறமற்றும் விளங்கும், மெத்தில் ஆரஞ்சு ஒரு வீரிய அமிலத்தை வீரிய காரம் அல்லது வீரியம் குறைந்த காரத்துடன் தரம் பார்க்க மேற்கொள்ளப் படுகிறது. உதாரணமாக ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை சோடியம் கார்பனேட் கரைசலுடன் தரம் பார்க்க மெத்தில் ஆரஞ்சு பயன்படுகிறது. மெத்தில் ஆரஞ்சு காரக் கரைசலில் மஞ்சள் நிறம் பெற்றும் அமிலக் கரைசலில் சிவப்பு நிறம் பெற்றும் காணப்படும்.

ஆக்ஸிஜனேற்ற ஒடுக்க தரம் பார்த்தலிலும் நிலைகாட்டி பயன்படுகின்றது. உதாரணமாக ஆக்சாலிக் அமிலத்தைச் சூடான நிலையில் நீர்த்த கந்தக அமில முன்னிலையில் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுடன் தரம் பார்த்தலில் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டே சுய நிலைகாட்டியாகப் பயன்படுகின்றது. சூடான அமிலங் கலந்த ஆக்ஸாலிக் அமிலம் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டின் இளஞ்சிவப்பு நிறத்தை நீக்கி நிறமற்ற தாக்கும். இவ்வாறு ஆக்சாலிக் அமிலம் முழுவதும் வினைபட்ட பிறகு நாம் சேர்க்கும் ஓரிரு அதிகப்படி பொட்டாசியம் பெர்மாங் கனேட் கரைசலின் துளிகள் கரைசலுக்கு நிலையான இளஞ்சிவப்பு நிறத்தை அளிக்கின்றது. இதுவே தரம் பார்த்தலின் முடிவு நிலையைக் குறிப்பிடும். இவ்வாறே நீர்த்த கந்தக அமிலங் கலந்த இரும்பு (II) சல்பேட்டுக் கரைசலை பொட்டாசியம் பெர்மாங் கனேட்டுடன் தரம் பார்த்தலில், பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் சுய நிலைகாட்டியாகப் பயன்படுகிறது. தரம் பார்த்தல் முடிவில் இளஞ்சிவப்பு நிறம் தோன்றுகிறது.

தரம் பார்த்தல்—செய்முறை

திறன் தெரிந்த சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலை உபயோகித்துக் கொடுக்கப்பட்ட 500 மில்லி கந்தக அமிலக் கரைசலில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் எடையைக் கணக்கிடுவதாகக் கொள்வோம். கந்தக அமிலக் கரைசலின் நார்மாலிட்டியைக் கீழ்க்கண்ட முறையில் நிர்ணயிக்கலாம்.

ஒரு 20 மிலி பிப்பெட்டை முதலில் நீரால் நன்கு கழுவிப் பின்பு வாலை வடிநீரால் நன்கு கழுவிப் பின் சிறிதளவு கொடுக்கப்

பட்ட சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலால் கழுவவேண்டும். சரியாக 20 மிலி சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலை இந்த பிப்பெட்டால் உறிஞ்சிச் சுத்தமாக நன்கு கழுவப்பட்ட ஒரு கூம்புக் குடுவையினுள் சேர்த்தல் வேண்டும். கரைசலுள் ஒரு துளி பினாப்தலின் நிலைகாட்டியைச் சேர்த்தல் வேண்டும். கரைசல் இளஞ்சிவப்பு நிறமாக மாறுகிறது. ஒரு பியூரெட்டை முதலில் நீரால் கழுவிப் பின் வாலை வடிநீரால் கழுவிப் பின் கொடுக்கப் பட்ட கந்தக அமிலக் கரைசலால் கழுவுதல் வேண்டும். பியூரெட்டை கந்தக அமிலத்தால் அதிலுள்ள பூஜ்ஜியக் குறியீடு வரும்வரை நிரப்புதல் வேண்டும். பியூரெட்டை அமிலத்தால் நிரப்பும்போது பியூரெட்டின் மூக்குப்பகுதி நிரம்பியுள்ளவாறும், காற்றுக்குமிழி கள் இல்லாதவாறும் நிரப்புதல் வேண்டும். நிறமற்ற கரைசலின் மட்டத்தை பியூரெட் அல்லது பிப்பெட்டில் பார்க்கும்போது அதில் குறிக்கப்பட்ட அளவுக்கோட்டிற்கு நேர் எதிராகக் கரைசலின் அடிப்பிறைத்தளம் உள்ளதா என்று பார்க்கவேண்டும். நிறமுள்ள கரைசலை எடுத்துக்கொள்ளும்போது கரைசலின் மேல் பிறைத் தளத்திற்கு நேர் எதிராக உள்ள அளவைக் குறித்துக் கொள்ள வேண்டும். பியூரெட்டை ஒரு தாங்கியில் பொருத்துதல் வேண்டும். திறன் தெரிந்த 20 மிலி சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் உள்ள கூம்புக் குடுவையைத் தாங்கியின் அடிமட்டத்திலுள்ள பலகையின் மேல் உள்ள ஒரு வெண்ணிற பீங்கான் ஓடின் மேல் வைத்தல்வேண்டும். பியூரெட்டிலிருந்து துளித்துளியாக அமிலத்தைக் கூம்புக் குடுவையினுள் சேர்த்து ஒவ்வொரு முறை அமிலம் சேர்த்தவுடனும் கூம்புக் குடுவையை நன்கு குலுக்க வேண்டும். கூம்புக் குடுவையிலுள்ள கரைசலின் இளஞ்சிவப்பு நிறம் மறைந்தவுடன் அமிலம் சேர்ப்பதை நிறுத்திவிட்டு பியூ ரெட்டின் இறுதி அளவைக் குறித்துக் கொள்ளவேண்டும். அடுத் தடுத்து ஒரே அளவீடுகள் வரும்வரை தரம் பார்த்தலைத் திரும்பச் செய்தல் வேண்டும். கிடைக்கும் அளவீடுகளைக் கீழ்க்கண்டவாறு அட்டவணைப்படுத்துதல் வேண்டும்.

சோதனை எண்	காரக் கரைசலின் கன அளவு	பியூரெட்டின் ஆரம்ப அளவு	பியூரெட்டின் இறுதி அளவு	அமிலத்தின் கன அளவு
1.	20 மிலி			
2.	20 மிலி			
3.	20 மிலி			

கணக்கீடுகள் :

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் கன அளவு $= V_1$ மிலி
சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் நார்மாலிட்டி $= N_1$
கந்தக அமிலத்தின் கன அளவு $= V_2$ மிலி
கந்தக அமிலத்தின் நார்மாலிட்டி $= N_2$

பருமனறி பகுப்பு விதிப்படி

$$V_1 N_1 = V_2 N_2$$

$$N_2 = \frac{V_1 N_1}{V_2}$$

ஒரு லிட்டர் கரைசலிலுள்ள கந்தக அமிலத்தின் எடை

$$= N_8 \times 49$$

(கந்தக அமிலத்தின் சமான எடை = 49 ஆகும்)

500 மிலி கரைசலிலுள்ள கந்தக அமிலத்தின்

$$\text{எடை} = \frac{N_2 \times 49}{2} \text{ ஆகும்.}$$

மாதிரிக் கணக்கு 1 : பாஸ்பாரிக் அமிலத்தின் சமான எடையை அது முற்றிலும் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் வினைப்படுகின்றது எனக்கொண்டு கணக்கிடுக.

$$H_8PO_4 + 3NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + 3H_2O$$

பாஸ்பாரிக் அமிலத்தில் ஒவ்வொரு மூலக்கூறிலும் 3 பதிலீடு செய்யத்தக்க ஹைட்ரஜன்கள் உள்ளன.
பாஸ்பாரிக் அமிலத்தின் காரத்துவம் 3.

$$\text{பாஸ்பாரிக் அமிலத்தின் சமான எடை} = \frac{\text{அதன் மூலக்கூறு எடை}}{3}$$

$$= \frac{98}{3} = 32{\cdot}67$$

பாஸ்பாரிக் அமிலத்தின் சமான எடை = 32·67

மாதிரிக் கணக்கு 2 : பேரியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

பேரியம் ஹைட்ராக்ஸைடு அமிலங்களுடன் நடுநிலையாக்கல் வினை புரிவதைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டால் குறிப்பிடலாம்.

$$Ba(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow BaCl_2 \quad 2H_2O$$

ஒரு மோல் பேரியம் ஹைட்ராக்ஸைடு இரு கிராம் சமான எடை அளவுள்ள ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தால் முற்றிலும் நடுநிலையாக்கப்படுகின்றது.

ஒரு கிராம் சமான எடை அளவுள்ள ஹைடரோகுளோரிக் அமிலத்தால் நடுநிலையாக்கப்படும்

பேரியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் எடை = $\frac{\text{அதன் மூலக்கூறு எடை}}{2}$

பேரியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் சமான எடை = $\frac{171 \cdot 36}{2}$

$= 85 \cdot 68$

பேரியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் சமான எடை = 85·7

மாதிரிக் கணக்கு 3 : சோடியம் பைகார்பனேட்டின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

$$NaHCO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$$

ஒரு கிராம் சமான எடையளவுள்ள ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் ஒரு கிராம் சமான எடையளவுள்ள சோடியம் பைகார்பனேட்டுடன் முற்றிலும் வினைபுரிகிறது.

∴ சோடியம் பைகார்பனேட்டின் சமான எடை = அதன் மூலக்கூறு எடை

சோடியம் பைகார்பனேட்டின் சமான எடை = 84.

மாதிரிக் கணக்கு 4 : கீழ்க்கண்ட வேதிவினையில் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றியாகப் பங்கேற்கும் மங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

$$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$$

ஆக்ஸிஜன் ஏற்றியின் சமான எடை = $\frac{\text{அதன் மூலக்கூறு எடை}}{\text{ஆக்ஸிஜன் ஏற்றி ஏற்கும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை}}$

மங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடின் சமான எடை = $\frac{86 \cdot 94}{2} = 43 \cdot 47$

மாதிரிக் கணக்கு 5 : ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கியாக வினைப்படும் ஹைட்ரஜன் சல்பைடின் சமான எடையைக் கீழ்க்கண்ட வினையில் கணக்கிடுக.

$$H_2S + Cl_2 \rightarrow 2HCl + S \downarrow$$

இரு சமான எடை அளவுள்ள குளோரின் ஒரு மோல் ஹைட்ரஜன் சல்பைடை ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கிறது.

∴ ஒரு சமான எடை அளவுள்ள குளோரின் ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்யும் ஹைட்ரஜன் சல்பைடின் எடை

$$= \frac{\text{அதன் மூலக்கூறு எடை}}{2}$$

ஹைட்ரஜன் சல்பைடின் சமான எடை $= \frac{34}{2} = 17$

மாதிரிக் கணக்கு 6 : 250 மிலி கந்தக அமிலக் கரைசலில் 0·6125 கி கந்தக அமிலம் உள்ளது. இக்கரைசலின் நார்மாலிட்டியைக் கணக்கிடுக.

250 மிலி கரைசலிலுள்ள கந்தக அமிலத்தின் எடை

$= 0{\cdot}6125$ கி

1 லிட்டர் கரைசலிலுள்ள கந்தக அமிலத்தின் எடை

$= \frac{0{\cdot}6125}{250} \times 1000 = 2{\cdot}45$ கி

1 லிட்டர் கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் எடை

= நார்மாலிட்டி × சமான எடை

கந்தக அமிலத்தின் சமான எடை = 49

∴ கந்தக அமிலக்கரைசலின் நார்மாலிட்டி

$= \frac{2{\cdot}45}{49} = 0{\cdot}05$

கரைசலின் நார்மாலிட்டி = 0·05 N

மாதிரிக் கணக்கு 7 : 250 மிலி 0·1 N திறனுள்ள பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட் கரைசலைத் தயாரிக்க எத்தனை கிராம் பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட் தேவைப்படும்?

ஒரு லிட்டர் கரைசலில் எடை = சமான எடை × நார்மாலிட்டி

பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட்டின் சமான எடை = 49

∴ ஒரு லிட்டர் கரைசலில் எடை = 49 × 0·1 = 4·9

250 மிலி கரைசலில் உள்ள பொட்டாசியம்

டைக்குரோமேட்டின் எடை $= \frac{4{\cdot}9}{1000} \times 250$

$= 1{\cdot}225$ கி

250 மிலி கரைசல் தயாரிக்க வேண்டிய பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட்டின் எடை = 1·225 கி

மாதிரிக் கணக்கு 8 : (i) மோலார் கந்தக அமிலக் கரைசல் (ii) மோலார் பாஸ்பாரிக் அமிலக் கரைசல் இவற்றின் நார்மாலிட்டியைக் கணக்கிடுக.

$$\text{நார்மாலிட்டி} = \text{மோலாரிட்டி} \times \frac{\text{மூலக்கூறு எடை}}{\text{சமான எடை}}$$

∴ மோலார் கந்தக அமிலக் கரைசலின் நார்மாலிட்டி

$$= 1 \times \frac{98}{49} = 2$$

∴ $1M\ H_2SO_4 \equiv 2N\ H_2SO_4$

மோலார் பாஸ்பாரிக் அமிலக் கரைசலின் நார்மாலிட்டி

$$= 1 \times \frac{98}{32{\cdot}76} = 3$$

பாஸ்பாரிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறு எடை = 98
பாஸ்பாரிக் அமிலத்தின் சமான எடை = 32·67
∴ மோலார் பாஸ்பாரிக் அமிலக்கரைசலின் நார்மாலிட்டி = 3,
$1M\ H_3PO_4 \equiv 3N\ H_3PO_4$

மாதிரிக் கணக்கு 9 : 0·1110 கி. எடையுள்ள ஓர் அமிலம் 18·5 மிலி 0·1 M சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலை முற்றிலும் நடுநிலையாக்குகின்றது. அவ்வமிலத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

0·1 M சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு = 0·1 N சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு.

ஏனெனில் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் மூலக்கூறு எடை = அதன் சமான எடை. பருமனறி பகுப்பு விதிப்படி 18·5 மிலி 0·1 N சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் 18·5 மிலி 0·1 N அமிலத்தை முற்றிலும் நடுநிலையாக்கும்.

எனவே 18·5 மிலி 0·1 N அமிலக்கரைசலில் 0·1110 கி. அமிலம் கரைந்துள்ளது.

1000 மிலி 1 N அமிலக்கரைசலில் கரைந்துள்ள அமிலத்தின்

$$\text{எடை} = \frac{0{\cdot}1110 \times 1000 \times 1}{18{\cdot}5 \times 0{\cdot}1} = 60$$

∴ அமிலத்தின் சமான எடை = 60.

மாதிரிக் கணக்கு 10 : ஒரு லிட்டர் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசலில் 3·16 கி கரைபொருள் உள்ளது. இதன் 25 மிலி கரைசல் 20 மிலி இரும்பு (II) சல்பேட் கரைசலை முற்றிலும்

ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கிறது. 500 மிலி கரைசலிலுள்ள படிக இரும்பு (II) சல்பேட்டின் எடையைக் கணக்கிடுக.

ஒரு லிட்டர் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசலிலுள்ள கரை பொருளின் எடை = 3·16 கி.

$$\text{கரைசலின் நார்மாலிட்டி} = \frac{\text{ஒரு லிட்டர் கரைசலில் எடை}}{\text{சமான எடை}}$$

$$= \frac{3{\cdot}16}{31{\cdot}6} = 0{\cdot}1$$

$$V_1N_1 = V_2N_2$$

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசலின் கன அளவு = V_1
= 25 மிலி

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசலின்
நார்மாலிட்டி = $N_1 = 0{\cdot}1$

இரும்பு (II) சல்பேட் கரைசலின் கன அளவு = $V_2 = 20$ மிலி

இரும்பு (II) சல்பேட் கரைசலின் நார்மாலிட்டி = $N_2 = \frac{V_1N_1}{V_2}$

$$= \frac{25 \times 0{\cdot}1}{20}$$

$$= 0{\cdot}125\ N$$

ஒரு லிட்டர் கரைசலில் கரைந்துள்ள படிக இரும்பு (II) சல்பேட்டின் எடை } $= 0{\cdot}125 \times 278 = 34{\cdot}74$ கி.

படிக இரும்பு (II) சல்பேட்டின் சமான எடை = 278

500 மிலி கரைசலில் கரைந்துள்ள படிக இரும்பு (II) சல்பேட்டின் எடை } $= \frac{34{\cdot}74}{2} = 17{\cdot}37$ கி.

பயிற்சி

1. அமிலம், காரம் பற்றிய லூயி கொள்கையை விளக்குக.
2. வீரிய அமிலம், வீரியம் குறைந்த அமிலம் இவற்றை உதாரணத்துடன் விளக்குக.
3. ஆக்ஸிஜனேற்றம், ஒடுக்கம் பற்றிய எலெக்ட்ரான் கொள்கையை விளக்குக.
4. உப்புகளின் வகைகள் யாவை? ஒவ்வொரு வகைக்கும் ஓர் உதாரணம் கொடுக்கவும்.
5. கீழே கொடுக்கப்பட்ட சேர்மங்களில் ஆக்ஸிஜன், ஹைட்ரஜன் இவற்றைத் தவிர ஏனைய தனிமங்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் எத்தனை எனக் கணக்கிடுக.

(அ) Fe_2O_3 (ஆ) HNO_3 (இ) $Ca(OH)_2$ (ஈ) MnO_2
(உ) $Cr(OH)_3$ (ஊ) $K_2Cr_2O_7$

6. *கீழ்க்கண்ட வினைகளுக்கான சமன் செய்யப்பட்ட அயனி சமன்பாடுகளை எழுதுக.*

(i) $Cu + HNO_3$ (அடர்) $\longrightarrow$
(ii) $H_2C_2O_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow$
(iii) $I_2 + HNO_3 \longrightarrow$
(iv) $MnO_2 + HCl \longrightarrow$
(v) $H_2S + SO_2 \longrightarrow$
(vi) $CuSO_4 + Fe \longrightarrow$
(vii) $FeCl_3 + H_2S \longrightarrow$
(viii) $BaCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow$

7. *500 மிலி 0·5 N சோடியம் கார்பனேட் கரைசலைத் தயாரிக்க எவ்வளவு கிராம் சோடியம் கார்பனேட்டை எடுத்துக் கொள்ள வேண்டும்?* (விடை: *13·25 கி*)

8. *25 மிலி 0·02 N பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசலுடன் எத்தனை மிலி 0·05 N இரும்பு (II) சல்பேட் கரைசல் ஃபெரஸ் முற்றிலும் வினைபுரியும்?* (விடை: *10 மிலி*)

9. *1·22 கி எடையுள்ள ஓர் அமிலத்தை முற்றிலும் நடுநிலையாக்க 0·4 கி சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு தேவைப்படுகின்றது. அவ்வமிலத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.*
(விடை: *122*)

10. *250 மிலி கரைசலில் 2 கி காரத்துவம் ஒன்று உள்ள அமிலம் கரைந்துள்ளது. இக்கரைசலின் 25 மிலி 20 மிலி 0·1 N சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை முற்றிலும் நடுநிலையாக்குகின்றது. அமிலத்தின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக.*
(விடை: *100*)

11. *ஒரு ஆக்ஸிஜனேற்ற ஒடுக்க வினைக்கான சமன் செய்யப்படாத சமன்பாடு கீழே தரப்பட்டுள்ளது. இவ்வினையில்* (i) *ஆக்ஸிஜனேற்றி* (HNO_3) (ii) *ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கி* ($FeSO_4$) *இவற்றின் சமான எடைகளைக் கணக்கிடுக.*

$$FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$$

(விடை: (i) *21*, (ii) *151·6*)

12. பூர்த்தி செய்க :

(1) ஒரு பொருள் எலெக்ட்ரான்களை———————— வினை ஆக்ஸிஜனேற்றமாகும்.

(2) ஒரு பொருள் எலெக்ட்ரான்களை———————— வினை ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கமாகும்.

(3) ஆக்ஸிஜனேற்ற ஒடுக்க வினையில் ஆக்ஸிஜனேற்றி எலக்ட்ரான்களை ——————— .
ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கி எலக்ட்ரான்களை ——————— .

(4) சோடியம் தயோசல்பேட்டில் கந்தகத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் ——————— .

(5) ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை சோடியம் கார்பனேட்டுக்கு எதிராக நடுநிலையாக்கும் வினையில் சாதாரணமாக உபயோகிக்கும் நிலைகாட்டி———————.

(6) ஒரு தனிம அணுவின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் ———————

(7) ஆக்ஸிஜனின் சேர்மங்களில் அதன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் பெரும்பாலும் ——————— ஆகும்.

(8) மக்னீசியம் ஹைட்ரைடில் மெக்னீசியத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் ——————— ஆகும்.

(9) மாங்கனீஸின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் மாங்கனேட் அயனியில் + 6 ஆனால் அந்த அயனியின் மின்னேற்றம் ———————.

(10) ஓர் அமிலம் என்பது புரோட்டான் ——————— ஆகும்.

(11) ஒரு காரம் என்பது எலெக்ட்ரான் ——————— ஆகும்.

(12) ஓர் அமிலத்தின் மூலக்கூறு எடை = அதன் சமான எடை × ——————— .

(13) ஒரு சேர்மத்திலுள்ள தனிம அணுக்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களின் கூடுதல் ——————— ஆகும்.

(14) ஓர் அமிலமும் காரமும் முற்றிலும் வினைபுரிந்து தருவது ——————— ——————— .

(15) படிகாரங்கள் ——————— என்ற உப்பின் வகைக்கு உதாரணம் ஆகும்.

அத்தியாயம் 6

வாயு நிலை

வாயுக்களின் சிறப்பு இயல்புகள்

1. வாயுக்கள் நிலையான உருவமும், கன அளவும் பெற்றிருப்ப தில்லை. வாயுவின் உருவமும், கன அளவும் அதை அடைத்து வைத்திருக்கும் கொள்கலனின் உருவத்தையும் கன அளவை யும் ஒத்து இருக்கின்றன.
2. வாயுக்கள் எளிதில் விரவும் தன்மை வாய்ந்தன.
3. பொதுவாக வாயுக்கள் குறைவான அடர்த்தியையே பெற் றுள்ளன.
4. வாயுக்கள் தம்முடன் தொடர்பிலுள்ள பரப்பை அழுத்தும் தன்மையுடையன. இவ்வழுத்தம் எல்லாத் திசைகளிலும் சம மாகவே உள்ளது.
5. மாறா அழுத்தத்தில் வெப்பநிலை அதிகரிப்பதால் வாயுக்கள் விரிவடைகின்றன.
6. அழுத்தத்தைக் கொண்டு ஒரு வாயுவைத் திரவமாக்க அவ் வாயுவைக் குறிப்பிட்ட ஒரு வெப்பநிலைக்குக் கீழாகக் குளிரச் செய்யவேண்டும். இவ்வெப்பநிலையை 'நிலைமாறு வெப்ப நிலை' (Critical temperature) என்கிறோம்.

வாயு விதிகள்

சற்றுக் குறைந்த அழுத்தத்திலும் அதிக வெப்பநிலையிலும் எல்லா வாயுக்களும் மூன்று எளிய விதிகளுக்கு உட்படுகின்றன. இந்த விதிகள் வாயுவின் கன அளவிற்கும், அதன் வெப்பநிலை, அழுத்தம் இவற்றிற்குமுள்ள தொடர்பினை எடுத்துரைக்கின்றன. இவ்விதிகட்கு உட்படும் வாயுக்களை நல்லியல் வாயுக்கள் எனவும், விதிகட்கு உட்படாத வாயுக்களை இயல்பு வாயுக்கள் என்றும் கூறுகிறோம். இவ்விதிகளை 'நல்லியல் வாயுவின் விதிகள்' என் கிறோம். வெப்பநிலை அல்லது அழுத்தம் மாறுபடும்போது வேதி அமைப்புகளில் மாற்றம் அடையாத வாயுக்களுக்கே இவ்விதிகள் பொருந்தும்.

(i) **பாயில் விதி:** மாறாத வெப்பநிலையில் ஒரு குறிப்பிட்ட எடை யுள்ள வாயுவின் கன அளவும் அதன் அழுத்தமும் எதிர்விகிதத்

தொடர்பைப் பெற்றுள்ளது. வெப்பநிலை T ஆக இருக்கும்போது வாயுவின் அழுத்தம் P என்றும் அதன் கன அளவு V என்றும் கொண்டால் பாயில் விதிப்படி

$$P \propto \frac{1}{V}$$

$$\therefore PV = \text{மாறிலி}$$

வெப்பநிலை T_1 ஆகவும், அழுத்தம் P_1 ஆகவும் இருக்கும்போது வாயுவின் கன அளவு V_1 ஆகவும், அதே வெப்பநிலையில் அழுத்தம் P_2 ஆக இருக்கும்போது வாயுவின் கன அளவு V_2 ஆகவும் இருந்தால் பாயில் விதிப்படி

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

$$\therefore V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$$

இச்சமன்பாட்டை உபயோகித்து மாறா வெப்பநிலையில் ஒரு வாயுவின் அழுத்தம் P_1 லிருந்து P_2 வாக மாறுபடும்போது வாயுவின் கன அளவில் தோன்றும் மாற்றத்தைக் கணக்கிடலாம்.

(ii) சார்லஸ் விதி I: மாறா அழுத்தத்தில் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் கன அளவு அதன் சார்பிலா வெப்பநிலையுடன் நேர் விகிதத்தில் மாறும் நிலையான அழுத்தத்தில்

$$V \propto T$$

$$\therefore \frac{V}{T} = \text{மாறிலி}$$

(iii) சார்லஸ் விதி II: ஒரு வாயுவின் கன அளவு மாறாதிருக்கும் போது அவ்வாயுவின் அழுத்தம் அதன் சார்பிலா வெப்ப அளவுடன் நேர் விகிதத் தொடர்பைப் பெற்றிருக்கும். கன அளவு மாறாதிருக்கும்போது

$$P \propto T$$

$$\frac{P}{T} = \text{மாறிலி}$$

மேலே கூறப்பட்ட இரு சமன்பாடுகளும் சார்லஸ் விதியை உணர்த்தும் சமன்பாடுகளாகும்.

சார்பிலா வெப்ப அளவை (கெல்வின் வெப்ப அளவை)

இவ்வெப்ப அளவு சார்லஸ் விதியை அடிப்படையாகக் கொண்டு அமைக்கப்பட்டதாகும். சார்லஸ் விதியின்படி மாறா

அழுத்தத்தில் 0° வெப்பநிலையில் உள்ள ஒரு வாயுவின் கன அளவு ஒவ்வொரு டிகிரி சென்டிகிரேட் வெப்பநிலை மாற்றத்திற்கும், தன் பழைய கன அளவில் $\frac{1}{273}$ பங்கு மாறுபடுகின்றது.' வெப்ப நிலை 1° உயரும்போது வாயுவின் கன அளவு $\frac{1}{273}$ பங்கு உயர்ந்தும், வெப்பநிலை 1° குறையும்போது வாயுவின் கன அளவு $\frac{1}{273}$ பங்கு குறைந்தும் காணப்படுகின்றது. ஒரு குறிப்பிட்ட வாயுவின் கன அளவு 0°C வெப்ப நிலையில் V_o ஆகவும், 1°Cயில் V ஆகவும் இருப்பின் சார்லஸ் விதிப்படி

$$V = V_o + \frac{V_o}{273}$$

$$= V_o\left(1 + \frac{1}{273}\right)$$

t°C வெப்பநிலையில் வாயுவின் கன அள்வு V_t ஆக இருப்பின்

$$V_t = V_o + \frac{V_o t}{273}$$

$$= V_o\left(1 + \frac{t}{273}\right)$$

t°C என்ற வெப்பநிலை — 273°C எனின்

$$V_{-273}°C = V_o\left(1 + \frac{-273}{273}\right)$$

$$= V_o\left(\frac{273-273}{273}\right)$$

$$= 0$$

இச்சமன்பாடிலிருந்து மாறாத அழுத்தத்தில் ஒரு வாயுவின் வெப்பநிலையை—273°Cக்குக் குறைக்கும்போது வாயுவின் கன அளவு பூஜ்யமாகிறது என அறியலாம்.—273°C என்ற வெப்ப நிலை புனைவான தொன்றாகும். இவ் வெப்பநிலையைச் சார் பிலாச் சூன்ய வெப்பநிலை (absolute zero) என்கிறோம்.—273°Cஐ பூஜ்யமாகக் கொண்டு அமைந்த வெப்ப அளவையைச் சார்பிலா வெப்ப அளவு அல்லது கெல்வின் வெப்ப அளவு என்கிறோம்.

எனவே—273°C = 0° கெல்வின்.

கெல்வின் வெப்ப அளவையில்—273°C பூஜ்ய டிகிரி கெல்வினுக்குச் சமமாகக் கொள்ளப்படுகிறது. சென்டிகிரேடு வெப்ப அளவைத் தனி வெப்ப அளவிற்கு மாற்ற சென்டிகிரேடு அளவுடன் 273ஐக் கூட்டவேண்டும்.

$$t°C = (273 + t)\,K$$ ஆகும்.

திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலை

திட்ட வெப்ப அழுத்தநிலை என்பது 273 K வெப்பநிலையையும் 1 வளி அழுத்தத்தையும் அதாவது $1{\cdot}013 \times 10^5$ Nm^{-2} அழுத்தத்தையும் குறிப்பிடும். கன அளவு, அடர்த்தி ஆகிய பல பண்புகள் வெப்பநிலை, அழுத்தம் ஆகியவற்றைப் பொறுத்து மாறுவதால் பல வாயுக்களின் பண்புகளை ஒப்பிட வெப்பநிலை, அழுத்தம் இவற்றைத் திட்ட வெப்ப அழுத்தநிலைக்கு மாற்றுதல் வேண்டும்.

வாயுச் சமன்பாடு (Gas Equation)

பாயில் விதிப்படி வெப்பநிலை மாறாதிருக்கும்போது

$$P \propto \frac{1}{V}$$

சார்லஸ் விதிப்படி ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் கன அளவு நிலையாக இருக்கும்போது

$$P \propto T$$

எனவே கன அளவு, வெப்பநிலை ஆகிய இரண்டும் நிலையாக இருக்கும்போது

$$P \propto \frac{T}{V}$$

அல்லது $PV \propto T$

இச்சமன்பாட்டிற்குரிய விகிதசம மாறிலியை R எனக் குறிப்பிட்டால்

$$PV = RT$$

இச்சமன்பாடை வாயுச் சமன்பாடு என்கிறோம்.

ஒரு மோல் வாயுவை எடுத்துக்கொண்டு திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் கணக்கிடும் வாயு மாறிலியின் மதிப்பு எல்லா வாயுக்களுக்கும் நிலையான எண்ணாக இருக்கும்.

'R' என்பது எல்லா வாயுக்களுக்குமுரிய வாயுமாறிலி (Universal Gas Constant) எனப்படும். பொதுவாக வாயுச் சமன்பாடை

$PV = nRT$ என்று குறிப்பிடலாம்.

இங்கு 'n' என்பது வாயுவின் மோல்களின் எண்ணிக்கை.

$$\text{மோல்களின் எண்ணிக்கை} = \frac{\text{வாயுவின் எடை கிலோகிராமில்}}{\text{வாயுவின் மூலக்கூறு எடை கிலோ கிராமில்}}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$\therefore PV = \frac{m}{M} RT \qquad \text{...........} (1)$$

வாயுச் சமன்பாடும் வாயுவின் தனி அடர்த்தியும்

V m^3 கன அளவுள்ள வாயுவின் எடை m kg ஆக இருப்பின் அதன் தனி அடர்த்தி (ρ) ஐ கீழ்க்கண்டவாறு குறிப்பிடலாம். திட்ட வெப்ப நிலையில் ஒரு வாயுவின் தனி அடர்த்தி

$$\rho = \frac{m}{V} kg\ m^{-3}$$

$$\therefore \quad m = \rho V$$

'm'-ன் இம்மதிப்பைச் சமன்பாடு (1)-ல் பிரதியீடு செய்தால்

$$PV = \frac{\rho V}{M} . RT$$

$$\rho = \frac{PVM}{VRT} = \frac{PM}{RT}$$

இச்சமன்பாடிலிருந்து திட்ட வெப்ப அழுத்தநிலையில் ஒரு வாட வின் தனி அடர்த்தியைக் கணக்கிடலாம்.

வாயு மாறிலி 'R'-ன் மதிப்பு

வாயு மாறிலி 'R'-ன் மதிப்பு அழுத்தத்தையும் கன அளவை யும் எந்த அளவில் குறிப்பிடுகிறோம் என்பதைப் பொறுத்து மாறும். 'R' ன் மதிப்பைப் பல்வேறு அலகில் குறிப்பிடலாம்.

1. SI அலகில் வாயு மாறிலியின் மதிப்பு

திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் ஒரு மோல் வாயுவை எடுத்துக் கொண்டு அதன் தனி அழுத்தத்தை $\frac{\text{நியூட்டன்}}{\text{சதுரமீட்டர்}}$ என்ற அலகி லும், தனி வெப்ப நிலையை கெல்வினிலும், கிராம் மூலக்கூறு கன அளவை கன மீட்டரிலும் குறிப்பிட்டால் 'R'-ன் மதிப்பைக் கீழ்க் கண்டவாறு கணக்கிடலாம்.

$$P = 1{\cdot}013 \times 10^5\ Nm^{-2}\ ;\ V = 2{\cdot}24 \times 10^{-2}\ m^3\ ;\ T = 273\ K$$

திட்ட வெப்ப நிலை, திட்ட அழுத்தம், கிராம் மூலக்கூறு கன அளவு இவற்றின் மதிப்புகளை வாயு சமன்பாட்டில் பிரதியீடு செய்தால்

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1{\cdot}013\times 10^5\ Nm^{-2}\times 2{\cdot}24\times 10^{-2}\ m^3}{1\ \text{மோல்}\times 273K}$$

$$= 8{\cdot}314\ Nm\ mol^{-1}\ K^{-1}$$

$$= 8{\cdot}314\ J\ mol^{-1}\ K^{-1}$$

$$R = 8.314\ \text{ஜூல் மோல்}^{-1}\ \text{கெல்வின்}^{-1}$$

2. கலோரியில் R-ன் மதிப்பு

1 கலோரி = 4·184 ஜூல்

எனவே R-ன் மதிப்பை கலோரியில் குறிப்பிடும்போது

$$R = \frac{8{\cdot}314}{4{\cdot}184} = 1{\cdot}987\ \text{கலோரி}$$

3. திட்ட அழுத்தத்தை வளி அழுத்தத்திலும், மூலக்கூறு கன அளவை லிட்டரிலும் அதாவது dm^3 என்ற அலகிலும்

திட்ட வெப்ப நிலையை கெல்வினிலும் குறிப்பிட்டு R-ன் மதிப்பைக் கணக்கிடலாம்.

$P = 1$ வளி அழுத்தம்

$V = 22{\cdot}4\ dm^3$ அல்லது $22{\cdot}4$ லிட்டர்

$T = 273\ K$

$n = 1$ மோல்

$$\therefore\quad R = \frac{PV}{nT} = \frac{1\ \text{வளி அழுத்தம்}\times 22{\cdot}4\ \text{லிட்டர்}}{1\ \text{மோல்}\times 273\ \text{கெல்வின்}}$$

$$R = 0{\cdot}0821\ \text{லிட்டர் வளி அழுத்தம் மோல்}^{-1}\ \text{கெல்வின்}^{-1}$$

$$R = 0{\cdot}0821\ \text{lit. at . n ol}^{-1}\ K^{-1}$$

அல்லது $R = 0{\cdot}0821\ dm^3\ atm\ K^{-1}\ mol^{-1}$

டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதி

ஒரு சோதனையில் நீரின் மீது ஹைட்ரஜனை சேகரிப்பதாகக் கொள்வோம். இச்சோதனையில் நிர்ணயித்த அழுத்தம் ஹைட்ரஜன், நீராவி ஆகிய இவ்விரண்டின் அழுத்தங்களின் கூடுதலுக்குச் சமமாகும். உலர்ந்த ஹைட்ரஜனின் அழுத்தத்தைக் கணக்கிட

சோதனையில் நிர்ணயிக்கப்பட்ட அழுத்தத்திலிருந்து அறையின் வெப்பநிலையில் நீராவியின் அழுத்தத்தை (aqueous tension) கழித்தல் வேண்டும். அது போலவே A,B,C என்ற மூன்று வாயுக் கள் ஒரு குறிப்பிட்ட கன அளவுள்ள கொள்கலத்தில் ஒரு குறிப் பிட்ட வெப்பநிலையில் அடைக்கப்பட்டிருப்பதாகக் கொள்வோம். P_1, P_2, P_3 இவை முறையே A, B, C என்ற வாயுக்களின் தனிப் பட்ட அழுத்தங்களை அவ்வெப்ப நிலையில் குறிப்பதாகக் கொள் வோம். வாயுக் கலவையின் மொத்த அழுத்தத்தை 'P' எனக் கொண்டால்

$$P = P_1 + P_2 + P_3$$

P_1, P_2, P_3 இவற்றை A, B, C ஆகிய வாயுக்களின் பகுதி அழுத் தம் என்று குறிப்பிடுகிறோம். வாயுக்கலவையிலுள்ள ஒரு வாயு வின் பகுதி அழுத்தம் என்பது அதே வெப்பநிலையில் வாயுக்கலவை யின் மொத்த கன அளவை அவ்வாயு மட்டும் தனியே ஆக்ர மித்துக் கொள்ளும்போது காட்டும் அழுத்தமாகும். வாயுக்கலவை யின் மொத்த அழுத்தத்திற்கும் கலவையிலுள்ள வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்களுக்குமுள்ள தொடர்பை ஜான் டால்டன் என்ற வேதியியலார் 1801-ல் ஒரு விதியாக வெளியிட்டார். அன்னார் கூறிய விதி டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதி எனப்படும்.

வரையறை : மாறா வெப்ப நிலையில் ஒன்றோடொன்று வினைப்படாத வாயுக்கள் கலந்த வாயுக் கலவையின் மொத்த அழுத்தம் அதிலுள்ள தனிப்பட்ட வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங் களின் கூடுதலுக்குச் சமமாகும்.

'r' வாயுக்கள் கலந்த ஒரு வாயுக் கலவையின் மொத்த அழுத்தம் P_t என்றும், கலவையிலுள்ள i என்ற ஒரு வாயுவின் அழுத்தம் P_i என்றும் கொண்டால் கணித முறைப்படி பகுதி அழுத்த விதியைக் கீழ்க்கண்டவாறு குறிப்பிடலாம்.

$$P_t = \sum_{i=1}^{r} P_i$$

X_i என்பது கலவையிலுள்ள i என்ற வாயுவின் மோல் பின்னத் தைக் குறிப்பிட்டால்

$$P_i = X_i P_t$$

$$X_i = \frac{\text{i என்ற ஒரு வாயுவின் மோல்களின் எண்ணிக்கை}}{\text{வாயுக்கலவையிலுள்ள எல்லா வாயுக்களின் மொத்த மோல்களின் எண்ணிக்கை}}$$

இச்சமன்பாடுகளிலிருந்து P_i என்பதன் மதிப்பைக் கணக்கிட லாம்.

கிரஹாமின் பரவல் விதி

A என்ற வாயுவுள்ள ஜாடியை B என்ற மற்றொரு வாயுவுள்ள ஜாடியின் மேல் தலைகீழாகக் கவிழ்த்தால் சில நொடிகளில் இரு வாயுக்களும் ஒரே சீராகப் பரவிக் கலந்துவிடும். இந்த இயற்பாட்டினை வாயுக்கள் பரவுதல் என்கிறோம். வாயுக்களின் விரவுதலின் வேகங்கள் வேறுபடுகின்றன. விரவுதல் என்பது கிடைக்கக்கூடிய இடப்பரப்பில் ஒரே சீராகப் பரவும் ஒரு வாயுவின் போக்கினைக் குறிப்பதாகும். வாயுக்களின் இப்பண்பினை ஓர் எளிய வெளிப்பரவல் சோதனை மூலம் உணர்த்தலாம். இச்சோதனையில் ஒரு வாயு நுண் துளைகள் வழியாகச் செலுத்தப்பட்டு வெறுமையாக்கப்பட்ட இடப்பரப்பினுள் வெளிப்படுமாறு செய்யப்படுகின்றது. வாயுக்களின் ஊடுருவும் வேகத்திற்கும் அதன் அடர்த்திக்கும் உள்ள தொடர்பை ஒரு விதி மூலம் T. கிரஹாம் என்ற அறிவியலார் எடுத்துரைத்தார். இது கிரஹாமின் பரவல் விதி எனப்படும்.

வரையறை : ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலையில் இரு வெவ்வேறு வாயுக்களின் விரவுதல் அல்லது வெளிப்பரவலின் வேகம் அவ்வாயுக்களின் தனி அடர்த்தியின் வர்க்கமூலத்துடன் எதிர்விகிதத் தொடர்புடையது.

A, B என்ற இரு வாயுக்களின் விரவுதல் வேகத்தை முறையே r_1, r_2 என்றும் அவ்வாயுக்களின் தனி அடர்த்தியை முறையே ρ_1, ρ_2 என்றும் குறிப்பிட்டால் கிரஹாம் விதிப்படி

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{\rho_2}{\rho_1}}$$

எனவே, இலேசான வாயுக்கள் அடர்த்தி அதிகமான வாயுக்களை விட எளிதில் விரவிப் பரவுகின்றன. வாயுக்களின் அடர்த்தி அவற்றின் மூலக்கூறு எடையைப் பொறுத்திருப்பதால்

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$ எனலாம்.

இச்சமன்பாட்டில் M_1, M_2 என்பவை A, B என்ற இரு வாயுக்களின் மூலக்கூறு எடைகளைக் குறிப்பிடும். இத்தொடர்பினைக் கொண்டு வாயுக்களின் மூலக்கூறு எடையினைக் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு 1 : திட்ட அழுத்தத்தில் 600 மீ^{3} கன அளவுள்ள ஓர் உலர்ந்த வாயுவைச் சரியாக அதில் பாதி கன அளவிற்குக் குறைக்கத் தேவையான அழுத்தத்தை வெப்பநிலை மாறாதிருக்கும்போது கணக்கிடுக.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$
$$P_1 = 1{\cdot}013 \times 10^5\ Nm^{-2}$$
$$V_1 = 600\ m^3$$
$$P_2 = ?$$
$$V_2 = 300\ m^3$$
$$\therefore P_2 = \frac{1{\cdot}013 \times 10^5 \times 600}{300} = 2{\cdot}026 \times 10^5\ Nm^{-2}$$

அழுத்தம் $= 2{\cdot}026 \times 10^5\ Nm^{-2}$

மாதிரிக் கணக்கு 2 : *அழுத்தம் மாறாதிருக்கும்போது 285 K வெப்பநிலையில் 10மீ³ கன அளவுள்ள நைட்ரஜன் வாயு, வெப்ப நிலை 309 K ஆக இருக்கும்போது எவ்வளவு கன அளவைப் பெற்றிருக்கும்?*

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

அழுத்தம் மாறாதிருப்பதால்

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\therefore \quad V_2 = \frac{V_1}{T_1} \times T_2 = \frac{10 \times 309}{285} = 10{\cdot}8\ m^3$$

கன அளவு $= 10{\cdot}8\ m^3$

மாதிரிக் கணக்கு 3 : *கார்பன் டைஆக்ஸைடு, ஓசோன் ஆகிய இவ்விரு வாயுக்களின் விரவுதலின் வீதம் முறையே 0·29, 0·276 ஆகும். கார்பன் டைஆக்ஸைடின் ஒப்படர்த்தி 22 ஆனால் ஓசோனின் ஒப்படர்த்தியைக் கணக்கிடுக.*

கிரஹாமின் விரவுதல் விதிப்படி

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

$$r_1 = 0{\cdot}29$$
$$r_2 = 0{\cdot}276$$
$$d_1 = 22$$
$$d_2 = ?$$

$$\frac{0{\cdot}29}{0{\cdot}276} = \sqrt{\frac{d_2}{22}}$$

$$\sqrt{d_2} = \frac{0{\cdot}29}{0{\cdot}276} \times \sqrt{22}$$

$$= 4{\cdot}928$$

$$\therefore d_2 = 24{\cdot}29$$

ஓசோனின் ஒப்படர்த்தி = 24·29

வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கை

வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கை வாயுக்களின் பொதுவான பண்புகளை விளக்குவதற்காக வெளியிடப்பட்டதாகும். இக் கொள்கையை உருவாக்கத் தேவையான கருத்துகளை முதன்முதலில் D. பர்னோல்லி, J. J. வாட்டர்சன், K. A. குரோனிங், R. கிளாஸியஸ் ஆகிய இயற்பியல் வல்லுநர்கள் எடுத்துரைத்தனர். பின்னர் J. C. மேக்ஸ்வெல், L. போல்ட்ஸ்மென் என்ற இயற்பியல் வல்லுநர்கள் கணிதவியல் முறைப்படி இக் கொள்கையை நன்கு விளக்கும் ஒரு கோவையை வருவித்தனர். இக்கொள்கை சீர்மை வாயுக்களுக்கே பொருந்தும்.

மூலக்கூறுகளின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கையின் முக்கியக் கோட்பாடுகள்

1. வாயுக்கள் மூலக்கூறுகள் என்று சொல்லப்படும் பல நுண்ணிய துகள்களால் ஆனவை. ஓரே வாயுவின் எல்லா மூலக்கூறுகளும் நிறை போன்ற பல பண்புகளிலும் ஒத்திருக்கின்றன. ஆனால் வெவ்வேறு வாயுக்களின் மூலக்கூறுகள் இப்பண்புகளில் வேறுபடுகின்றன.

2. மூலக்கூறுகளிடையே உள்ள தூரத்தை ஒப்பிடும்போது மூலக்கூறுகளின் உண்மையான பருமன் மிகக்குறைவு. கொள்கலத்தின் கன அளவோடு ஒப்பிட்டுப் பார்க்கும்போது இது புறக்கணிக்கத்தக்கது.

3. வாயுவில் உள்ள மூலக்கூறுகள் நிலையாக நில்லாமல் கொள்கலத்தின் எல்லா திசைகளை நோக்கியும் நேர்கோட்டுப் பாதையில் ஒழுங்கற்ற முறையில் இயங்கிக் கொண்டிருக்கின்றன. மூலக்கூறுகளிடையே எவ்விதக் கவர்ச்சி விசையும் இல்லை.

4. மூலக்கூறுகள் தம்மிடையேயும், கொள்கலத்தின் பக்கங்களின் மீதும் மோதிக் கொள்கின்றன. இம் மோதல்கள் முற்றிலும் மீளும் தன்மை உள்ளவை. இம் மீட்சித்தன்மையினால், மோதல்

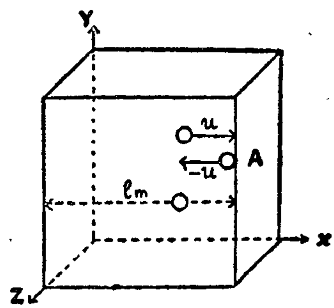
களின் விளைவாகத் தோன்றும் உந்தம், மூலக்கூறுகளின் சக்தி இவற்றில் இழப்பு நேரிடாமல் இருக்கின்றது.

5. வாயுவின் அழுத்தம் அதன் மூலக்கூறுகள் கொள்கலத்தின் பக்கங்களின் மீது மோதுவதால் தோன்றுகின்றது.

6. மூலக்கூறுகளின் சராசரி இயக்க ஆற்றல், வாயுவின் சார்பிலா வெப்ப நிலையுடன் நேர்விகிதப் பொருத்தமுடையது.

வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கைக்கான சமன்பாடை வருவித்தல்

மேலே கூறப்பட்ட கோட்பாடுகளைக் கொண்டு வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கைக்கான அடிப்படையான சமன்பாடை வருவிக்கலாம். ஒரு கன சதுர வடிவமுள்ள ஒரு கொள்கலத்தில் ஒரு வாயுவை அடைத்து வைத்திருப்பதாகக் கொள்வோம். கொள்கலனின் நீளம் 'l' மீட்டராகவும், அதிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை 'n' ஆகவும் இருக்கட்டும். ஒவ்வொரு மூலக்கூறின் நிறையும் m கிலோகிராம் எனக் கொள்வோம். வாயுவின் மூலக்கூறுகள் கொள்கலனின் எல்லாத் திசைகளிலும் இயங்குகின்றன. குறிப்பிட்ட நேரத்தில் மொத்த மூலக்கூறுகளில் $\frac{1}{3}$ பகுதி



படம் 36

கொள்கலத்தின் x அச்சை நோக்கிய திசையிலும், $\frac{1}{3}$ பகுதி y அச்சுக்கான திசையிலும், $\frac{1}{3}$ பகுதி z அச்சுக்குரிய திசையிலும் இயங்கிக் கொண்டிருப்பதாகக் கொண்டு மூலக்கூறுகளின் திசைவேகத்தை u, v, w என்ற மூன்று பகுதிகளாகப் பிரிக்கலாம்.

$$c^2 = u^2 + v^2 + w^2$$

இங்கு c^2 என்பது சராசரி திசைவேகத்தின் வர்க்கத்தைக் குறிப்பிடுகின்றது. எல்லா மூலக்கூறுகளும் ஒரு குறிப்பிட்ட திசைவேகமான c ms^{-1} என்பதைப் பெற்றிருப்பதாகக் கொள்வோம்.

இப்போது $u^2 = v^2 = w^2$

$$u^2 = \frac{1}{3}c^2$$

ஒரு தனிப்பட்ட மூலக்கூறு கொள்கலத்தின் இரு எதிரெதிர்ப் பக்கங்களுக்கிடையே இயங்கிக் கொண்டிருந்து பின் A என்ற

பக்கத்தின்மீது விட்டுவிட்டு மோதுவதாகக் கொள்வோம். மோதலுக்கு முன்பு அம்மூலக்கூறின் திசைவேகம் u ms^{-1} ஆகும். இம்மூலக்கூறு முற்றிலும் மீட்சித்தன்மை உடையதாக இருப்பதால் இஃது —u என்ற திசைவேகத்துடன் மோதலுக்குப்பின் மீளும்.

A என்ற பக்கத்தின்மீது மோதுவதற்கு முன்பு மூலக்கூறின் உந்தம் $= mu\ kg\ ms^{-1}$

மோதலுக்குப் பின் மூலக்கூறின் உந்தம் $= -mu\ kg\ ms^{-1}$

உந்தத்தில் தோன்றும் வேறுபாடு $= mu-(-mu)$

அல்லது $2\,mu\ kg\ ms^{-1}$

ஒரு மூலக்கூறு தாக்குவதால் நிகழும் உந்த வேறுபாடு $= 2\,mu$

n மூலக்கூறுகள் தாக்குவதால் நிகழும் உந்த வேறுபாடு $= 2\,mnu$

அதே பக்கத்தை மீண்டும் தாக்க மூலக்கூறு எதிர்த்திசையில் சென்று மீண்டும் அதே பக்கத்தை நோக்கிச் செல்லுதல் வேண்டும். அதாவது அந்த மூலக்கூறு $2l$ மீ. தூரத்தைக் கடக்க வேண்டும். மூலக்கூறின் திசைவேகம் u ms^{-1}. அதாவது மூலக்கூறு ஒரு நொடியில் u மீட்டர் தூரத்தைக் கடக்கும்.

மூலக்கூறு ஒரு நொடியில் $2l$ மீ. தூரத்தைக் கடந்தால் ஒரு முறை தாக்குதல் புரிகின்றது.

மூலக்கூறு ஒரு நொடியில் u மீ. தூரத்தைக் கடந்தால் நிகழும் தாக்குதல்களின் எண்ணிக்கை $\frac{u}{2l}$ ஆகும்.

n மூலக்கூறுகள் ஒரு நொடியில் நிகழ்த்தும் எல்லாத் தாக்குதல்களிலும் தோன்றும் உந்த மாற்றம் $= 2\,mnu \times \frac{u}{2l}$

$$= \frac{mnu^2}{l}\ kg\ ms^{-2}$$ ஆகும்.

ஆனால் $u^2 = \frac{c^2}{3}$

எனவே $\frac{mnu^2}{l}$ என்பதை $\frac{1}{3}\frac{mnc^2}{l}$ என்று எழுதலாம்.

விசை என்பது உந்த வேறுபாட்டின் வீதமாக இருப்பதால் A என்ற பக்கத்தின் மீது மூலக்கூறு தாக்குவதால் தோன்றும் சராசரி விசையை $\frac{1}{3}\frac{mnc^2}{l}$ எனலாம். விசையின் SI அலகு நியூட்டன் எனப்படும்.

$$\text{அழுத்தம்} = \frac{\text{விசை (நியூட்டன் என்ற அலகில்)}}{\text{பரப்பளவு (சதுரமீட்டரில்)}}$$

$$\therefore \text{அழுத்தம்} = \frac{1}{3}\frac{mnc^2}{l} \times \frac{1}{l^2} = \frac{1}{3}\frac{mnc^2}{l^3}\ Nm^{-2}$$

l^3 என்பது கனசதுரக் கொள்கலனின் கன அளவை கன மீட்டரில் குறிப்பதாகும். எனவே l^3 என்பதை V என்று எழுதலாம். வாயுவின் அழுத்தம் P என்பதைக் கீழ்க்கண்டவாறு குறிப்பிடலாம்.

$$P = \frac{1}{3}\frac{mnc^2}{V}$$

$$PV = \frac{1}{3}mnc^2$$

இச்சமன்பாடு வாயுக்களின் இயக்கச் சமன்பாடு எனப்படும். இது வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கையை விளக்கும் அடிப்படைச் சமன்பாடாகும்.

நல்லியல் வாயுவின் இயக்க ஆற்றலைக் கணக்கிடல்

வாயுக்களின் இயக்கச் சமன்பாடிலிருந்து வாயுவின் இயக்க ஆற்றலைக் கணக்கிட ஒரு சமன்பாடினை வருவிக்கலாம்.

$$PV = \frac{1}{3}mnc^2$$

ஒரு மோல் சீர்மை வாயுவைக் கருதினால் mn என்பதை M என எழுதலாம். இங்கு M என்பது வாயுவின் மூலக்கூறு எடையைக் குறிப்பிடும்.

$$PV = \frac{1}{3}Mc^2$$

ஒரு மோல் வாயுவின் சராசரி இயக்க ஆற்றலை $\frac{1}{2}mnc^2$ என்று குறிப்பிடுகிறோம்.

mn = M என்று பிரதியீடு செய்தால்

$$\text{சராசரி இயக்க ஆற்றல்} = \frac{1}{2}Mc^2$$

இம்மதிப்பை PV என்பதற்கான சமன்பாடில் புகுத்தினால்

$$PV = \frac{2}{3}KE$$

(KE என்பது சராசரி இயக்க ஆற்றலைக் குறிப்பிடுகின்றது.)

$$PV = RT$$

$$\frac{2}{3}KE = RT$$

$$KE = \frac{3\,RT}{2}$$

சராசரி இயக்க ஆற்றல் $= \frac{3\,RT}{2}$

வாயுக்களின் சராசரி இயக்க ஆற்றல் சார்பிலா வெப்பநிலையுடன் நேர் விகிதத் தொடர்புடையது.

வாயுக்களின் இயக்கச் சமன்பாடிலிருந்து வாயு விதிகளை வருவித்தல்

1. பாயில் விதியை விளக்குதல்

வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கை கோட்பாட்டின்படி

$$\frac{1}{2}\,mnc^2 \propto T$$

சராசரி இயக்க ஆற்றல் சார்பிலா வெப்பநிலையுடன் நேர்விகிதத் தொடர்புடையது.

$$\frac{1}{2}m\,nc^2 = kT$$

k *என்பது விகித சம மாறிலியைக் குறிப்பிடும்.*

$$PV = \frac{1}{3}\,mnc^2$$

$$PV = \frac{2}{3} \times \frac{1}{2}\,mnc^2$$

$$PV = \frac{2}{3}kT$$

எனவே மாறா வெப்பநிலையில் PV *என்பது ஒரு மாறிலியாகும். இதுவே பாயிலின் விதியாகும்.*

2. சார்லஸ் விதியை வருவித்தல்

$PV = \frac{2}{3}kT$ *என்று பார்த்தோம்.*

$$V = \left[\frac{2k}{3\,P}\right] T$$

எனவே மாறா அழுத்தத்தில்

$V \propto T$ *ஆகும்.*

இதுவே சார்லசின் முதலாம் விதியைக் குறிப்பிடும் சமன்பாடாகும்.

$$P = \left(\frac{2k}{3V}\right) T$$

எனவே மாறா கன அளவில்

$P \propto T$ *ஆகும்.*

இத்தொடர்பு சார்லஸின் இரண்டாம் விதியைக் குறிப்பிடுகின்றது.

3. கிரஹாமின் விரவுதல் பற்றிய விதியை நிரூபித்தல்

$$PV = \frac{1}{3}mnc^2$$

mn = M என்பதைப் பதிலீடு செய்தால்

$$PV = \frac{1}{3}Mc^2$$

$$c^2 = \frac{3PV}{M}$$

M = வாயுவின் மூலக்கூறு எடை.

வாயுவின் அடர்த்தியை ρ எனக் குறிப்பிடுவோம்.

$$\rho = \frac{M}{V}kgm^{-3}$$

எனவே $c^2 = \frac{3P}{\rho}$

$$c = \sqrt{\frac{3P}{\rho}}$$

வாயுவின் விரவுதலின் வீதம் அதன் திசைவேகத்தைப் பொறுத்து அமையும். திசைவேகமும், விரவுதலின் வீதமும் நேர் விகிதத் தொடர்புடையன. 'r' என்பது விரவுதலின் வீதமானால்

$$r \propto \sqrt{\frac{3P}{\rho}}$$

மாறா அழுத்தத்தில் $r \propto \sqrt{\frac{1}{\rho}}$

மாறா அழுத்தத்தில் ஒரு வாயுவின் விரவுதலின் வீதம் அதன் அடர்த்தியின் வர்க்கமூலத்துடன் தலைகீழ் விகிதத் தொடர்புடையது.

4. அவகாட்ரோ கருதுகோளை விளக்குதல்

சம அழுத்தத்திலுள்ள சம கன அளவுள்ள இரு வாயுக்களை எடுத்துக் கொண்டால்

$$PV = \tfrac{1}{3}\, m_1n_1c_1^2$$

$$PV = \tfrac{1}{3}\, m_2n_2c_2^2$$

எனவே $\frac{1}{3}\, m_1n_1c_1^2 = \frac{1}{3}\, m_2n_2c_2^2$ ....(1)

இவ்விரு வாயுக்களும் ஒரே வெப்பநிலையில் இருப்பதால் அவற்றின் ஒரு மூலக்கூறுக்கான சராசரி இயக்க ஆற்றல் சமமாக இருக்கும்.

$$\therefore \frac{1}{2} m_1 c_1^2 = \frac{1}{2} m_2 c_2^2 \qquad \text{.........(2)}$$

சமன்பாடு (1)-ஐ சமன்பாடு (2) ஆல் வகுத்தால் கிடைப்பது

$$\frac{1}{3} \frac{m_1 n_1 c_1^2 \times 2}{m_1 c_1^2} = \frac{1}{3} \frac{m_2 n_2 c_2^2 \times 2}{m_2 c_2^2}$$

$$\frac{2}{3} n_1 = \frac{2}{3} n_2$$

$$n_1 = n_2$$

அதாவது ஒரே வெப்பநிலையில் சம கன அளவுள்ள வாயுக்களிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் சமமாகும். இதுவே அவகாட்ரோ கருதுகோள் ஆகும்.

5. டால்டனின் வாயுக்களின் பகுதி அழுத்த விதியைச் சரி பார்த்தல்

கன அளவு Vm^3 உள்ள ஒரு கொள்கலத்தில் A என்ற வாயுவின் n_1 மூலக்கூறுகள் இருப்பதாகக் கொள்வோம். ஒவ்வொரு மூலக்கூறின் நிறையும் m_1 ஆக இருக்கட்டும். இவ்வாயுவின் அழுத்தம்

$$P_A = \frac{1}{3} \frac{m_1 n_1 c_1^2}{V}$$

இங்கு C_1^2 என்பது A என்ற வாயுவின் சராசரி திசைவேகத்தின் வர்க்கத்தைக் குறிப்பதாகும். இப்போது A வுடன் வினைபுரியாத B என்ற வாயுவின் n_2 மூலக்கூறுகளை அதே கொள்கலனில் சேர்ப்போம். m_2 என்பது B என்ற வாயுவின் ஒரு மூலக்கூறின் நிறையாக இருக்கட்டும். B என்ற வாயு காட்டும் அழுத்தம்

$$P_B = \frac{1}{3} \frac{m_2 n_2 c_2^2}{V}$$

C_2^2 என்பது B என்ற வாயுவின் சராசரி திசைவேகத்தின் வர்க்கத்தைக் குறிப்பதாகும். A, B என்ற இரு வாயுக்களும் ஒரே கொள்கலனில் ஒரே வெப்பநிலையில் வைக்கப்பட்டிருப்பதால் இவ்வாயுக் கலவையின் மொத்த அழுத்தம்

$$P = \frac{1}{3} \frac{m_1 n_1 c_1^2}{V} + \frac{1}{3} \frac{m_2 n_2 c_2^2}{V}$$

$$P = P_A + P_B$$

இதே போன்று கொள்கலத்தில் C, D என்ற மேலும் இரண்டு ஒன்றுடன் ஒன்று வினைபுரியாத வாயுக்கள் இருப்பின் வாயுக் கலவையின் மொத்த அழுத்தம்

$$P = P_A + P_B + P_C + P_D$$

இம்முடிவே டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதியைக் குறிப்பதாகும்

மாதிரிக் கணக்கு 4 :

(அ) 298 K வெப்பநிலையில் 1 மோல் சீர்மை வாயுவின் சராசரி இயக்க ஆற்றலைக் கணக்கிடுக.

(ஆ) 298 K வெப்ப நிலையில் ஒரு சீர்மைவாயுவின் ஒரு மூலக்கூறு பெற்றிருக்கும் சராசரி இயக்க ஆற்றலைக் கணக்கிடுக.

(அ) சராசரி இயக்க ஆற்றல் $= \frac{3RT}{2}$

$$R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$T = 298 \text{ K}$$

சராசரி இயக்க ஆற்றல் $= \frac{3 \times 8.314 \times 298}{2}$

$$= 3.716 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1}$$

(ஆ) ஒரு மோல் சீர்மை வாயுவின் சராசரி இயக்க ஆற்றல்

$$= 3.716 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1}$$

ஒரு தனிப்பட்ட வாயு மூலக்கூறு பெற்றுள்ள இயக்க ஆற்றல் $= \frac{3.716 \times 10^3}{\text{அவகாட்ரோ எண்}}$

$$= \frac{3.716 \times 10^3}{6.023 \times 10^{23}}$$

$= 6.17 \times 10^{-21}$ J ஆகும்.

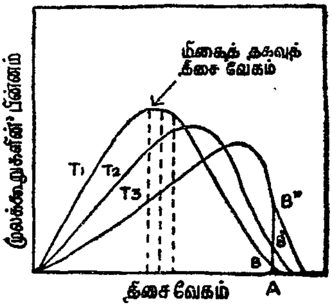
ஒரு மோல் சீர்மை வாயுவின் சராசரி இயக்க ஆற்றல் $= 3.716 \times 10^3$ J

சீர்மை வாயுவின் ஒரு மூலக்கூறு பெற்றுள்ள இயக்க ஆற்றல் $= 6.17 \times 10^{-21}$ J

மூலக்கூறுகளின் திசைவேக பங்கீடு

ஒரு வாயுவின் எல்லா மூலக்கூறுகளும் ஒரே அளவு திசை வேகத்தைப் பெற்றிருப்பதில்லை. மூலக்கூறுகள் ஒன்றுடன் ஒன்று தொடர்ச்சியாக மோதிக்கொண்டே இருப்பதால் அவற்றின் திசை வேகங்கள் மாறிக்கொண்டே உள்ளன. J. மேக்ஸ்வெல் என்ற இயற்பியலார் தகவுக் கொள்கையை அடிப்படையாகக் கொண்டு மூலக்கூறுகளின் திசைவேகம் எவ்வாறு பங்கிடப்படுகின்றது என்பதை விளக்கிக் கூறினார். இதன் விளைவே 'மூலக்கூறுகளின் திசை வேகப் பங்கீட்டு விதி' ஆகும். மூலக்கூறுகளின் திசைவேகப் பங்கீட்டை படம் 37 விளக்குகின்றது. இப்படத்திலிருந்து பல திறப்பட்ட திசை வேகங்களைக் கொண்ட மூலக்கூறுகளின் பின்னம் யாது என அறியலாம். பொதுவாக எல்லா வாயுக்களுக்கும் இம்மாதிரி அமைப்புடைய வரைகோடுகளே கிடைக்கின்றன.

வரைகோட்டிலிருந்து மிகமிகக் குறைந்த அல்லது மிகமிக அதிகமான திசைவேகங்களைக் கொண்ட மூலக்கூறுகளின் பின்னம் மிகக் குறைவு என அறியலாம். வரைகோட்டின் உச்சநிலை மிக சாத்தியமான திசைவேகத்தைக் குறிப்பிடுகின்றது. எனவே குறிப்



படம் 37

மூலக்கூறுகளின் திசைவேகப் பங்கீடு

பிட்ட வெப்பநிலையில் மிக சாத்தியமான திசைவேகத்தைக் கொண்ட மூலக்கூறுகளின் பின்னம் அதிகமாக இருப்பதை அறிய லாம். வாயுக்களின் திசைவேக பங்கீடு வெப்பநிலைக்குத் தகுந்தாற் போல் மாறுபடும்.

மூலக்கூறுகளின் திசைவேக பங்கீடும், வெப்ப நிலையும்: படத்தில் உள்ள மூன்று வரைகோடுகள் T_1, T_2, T_3 ஆகிய மூன்று வெப்ப நிலைகளுக்குரியன. $T_3 > T_2 > T_1$. வெப்பநிலை அதிகரிக்கும்போது வரைகோட்டின் உச்சநிலை தட்டையான அமைப்பைப் பெறுகின் றது. இது வெப்பநிலை அதிகரிக்கும்போது திசைவேகங்கள் மூலக் கூறுகளிடையே பரவலாக விநியோகிக்கப்படுகின்றன என்பதை உணர்த்துகின்றது. வெப்பநிலையை உயர்த்தும்போது குறிப்பிட்ட திசைவேகத்தைப் பெற்றுள்ள மூலக்கூறுகளின் பின்னமும் அதிகரிக் கின்றது. வரைபடத்தில் ‘A’ என்ற குறிப்பிட்ட திசைவேகத்தை எடுத்துக்கொள்வோம். வெப்பநிலை T_1 ஆக இருக்கும்போது BA என்ற மூலக்கூறுகளின் பகுதியே அத்திசைவேகத்தைப் பெற் றுள்ளது. ஆனால் வெப்பநிலை T_2 ஆக இருக்கும்போது இப் பின்னம் B’A ஆகவும், வெப்பநிலை T_3 ஆக இருக்கும்போது இப் பின்னம் B’’A ஆகவும் அதிகரிக்கின்றது, மிகச் சாத்தியமான திசைவேகம் வெப்பநிலை உயரும்போது அதிகரிக்கின்றது.

மூலக்கூறுகளின் திசைவேகங்களின் வகைகள்

மூலக்கூறுகளின் திசைவேகங்கள் நான்கு வகைப்படும்.

1. மிகச் சாத்தியமான திசைவேகம் (most probable velocity)

2. சராசரி திசைவேகம் (average velocity)
3. சராசரி இருமடி திசைவேக வர்க்கத்தின் மூலம் (root mean square velocity)
4. சராசரி இருமடி திசைவேகம் (mean square velocity)

1. மிகச் சாத்தியமான திசைவேகம்: குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் ஒரு வாயுவின் பெரும்பாலான மூலக்கூறுகள் பெற்றுள்ள திசைவேகமே அவ்வாயுவின் மிகச் சாத்தியமான திசைவேகம் எனப்படும். இதனை 'c' என்று குறிப்பிடுகிறோம்.

$$c = \sqrt{\frac{2RT}{M}}$$

மிகச் சாத்தியமான திசைவேகம் வெப்பநிலையுடன் நேர்விகிதப் பொருத்தமுள்ளது. ஆனால் மூலக்கூறு எடையுடன் தலைகீழ் விகிதத் தொடர்புடையது.

2. சராசரி திசைவேகம்: கொடுக்கப்பட்ட வாயுவிலுள்ள எல்லா மூலக்கூறுகளின் திசைவேகங்களின் சராசரியே, சராசரி திசைவேகம் எனப்படும். ஒரு வாயுவில் $n_1, n_2, n_3, \ldots$ ஆகிய மூலக்கூறுகள் இருப்பதாகக் கொள்வோம். இம்மூலக்கூறுகளின் திசைவேகங்கள் முறையே $c_1, c_2, c_3, \ldots$ ஆக இருக்கட்டும். வாயுவின் சராசரி திசைவேகத்தை v என்று குறிப்பிட்டால்

$$v = \frac{n_1c_1 + n_2c_2 + n_3c_3 + \ldots}{n_1 + n_2 + n_3 + \ldots}$$

$$= \sqrt{\frac{8\,RT}{\pi M}}$$

3. சராசரி இருமடி திசைவேக வர்க்கத்தின் மூலம்: இதனை 'u' என்ற குறியீட்டால் குறிப்பிடலாம். ஒரு வாயுவின் மூலக்கூறுகளின் திசைவேகங்களின் வர்க்கங்களின் சராசரியின் வர்க்கமூலமே சராசரி திசைவேக வர்க்கத்தின் மூலம் எனப்படும்.

$$u = \sqrt{\frac{n_1c_1^2 + n_2c_2^2 + n_3c_3^2 + \ldots}{n_1 + n_2 + n_3 + \ldots}}$$

$$= \sqrt{\frac{3\,RT}{M}}$$

'u'-ன் இம்மதிப்பைக் கீழ்க்கண்ட முறையில் வருவிக்கலாம்.

வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கையின்படி

$$PV = \frac{1}{3} mnu^2$$

$$u^2 = \frac{3\,PV}{mn}$$

ஒரு மோல் நல்லியல் வாயுவை எடுத்துக்கொண்டால்

$$mn = M$$

= வாயுவின் மூலக்கூறு எடையாகும்.

$$\therefore u^2 = \frac{3\,PV}{M}$$

$$PV = RT$$

$$\therefore u^2 = \frac{3\,RT}{M}$$

$$u = \sqrt{\frac{3\,RT}{M}}$$

இத்திசைவேகம் வெப்பநிலையின் வர்க்கமூலத்துடன் நேர்விகிதத் தொடர்பும், மூலக்கூறு எடையின் வர்க்கமூலத்துடன் தலைகீழ் விகிதத் தொடர்பும் பெற்றுள்ளது. இவ்வகை திசைவேகத்தை R.M.S. திசைவேகம் (root mean square velocity) எனலாம்.

4. சராசரி இருமடி திசைவேகம்: ஒரு வாயுவிலுள்ள எல்லா மூலக் கூறுகளின் திசைவேகங்களின் வர்க்கங்களின் சராசரியே சராசரி திசைவேக வர்க்கம் எனப்படும்.

$$u^2 = \frac{n_1c_1^2 + n_2c_2^2 + n_3c_3^2 + \ldots\ldots}{n_1 + n_2 + n_3 + \ldots\ldots}$$

உதாரணம்: ஒரு வாயுவில் ஐந்து மூலக்கூறுகள் இருப்பதாகக் கொள்வோம். இவ்வைந்து மூலக்கூறுகளின் திசை வேகங்கள் முறையே 1,2,2,3,4 அலகுகளாக இருக்கட்டும். இந்த வாயுவின் பெரும்பாலான மூலக்கூறுகள் 2 என்ற திசைவேகத்தையே பெற்றுள்ளன. இந்த வாயுவில் ஐந்து மூலக்கூறுகளில் இரண்டு மூலக்கூறுகள் பெற்றுள்ள திசைவேகம் 2 ஆகும். எனவே மிகச் சாத்தியமான திசைவேகம் = 2.

$$\text{சராசரி திசைவேகம்} = \frac{1+2+2+3+4}{5} = \frac{12}{5} = 2{\cdot}4$$

சராசரி திசைவேக வர்க்கம் $= \dfrac{1+4+4+9+16}{5}$

$= \dfrac{34}{5} = 6{\cdot}8$

சராசரி திசைவேக வர்க்கத்தின் மூலம் $= \sqrt{6{\cdot}8} = 2{\cdot}608$

மிகச் சாத்தியமான திசைவேகம், சராசரி திசைவேகம், சராசரி திசைவேக வர்க்கத்தின் மூலம் இவற்றிடையே உள்ள தொடர்பு

இம்மூவகை திசைவேகங்களிடையே உள்ள தொடர்பினை கீழ்க்கண்டவாறு வருவிக்கலாம்.

மிகச் சாத்தியமான திசைவேகம் (c) $= \sqrt{\dfrac{2RT}{M}}$

சராசரி திசைவேகம் (v) $= \sqrt{\dfrac{8RT}{\pi M}}$

சராசரி திசைவேக வர்க்கத்தின் மூலம் (u) $= \sqrt{\dfrac{3RT}{M}}$

$$c : u : v = \sqrt{\frac{2RT}{M}} : \sqrt{\frac{3RT}{M}} : \sqrt{\frac{8RT}{\pi M}}$$

$$= \sqrt{2} : \sqrt{3} : \sqrt{\frac{8}{\pi}}$$

$$= 1 : \sqrt{\tfrac{3}{2}} : \sqrt{\frac{8}{2\pi}}$$

$$= 1 : \sqrt{1{\cdot}5}\ \sqrt{1{\cdot}27}$$

$$c : u : v = 1 : 1{\cdot}225 : 1{\cdot}127$$

சராசரி திசைவேகத்திற்கும், சராசரி திசைவேக வர்க்கத்தின் மூலத்திற்கும் உள்ள தொடர்பைக் கீழ்க்கண்டவாறு குறிப்பிடலாம்.

$$u : v = 1{\cdot}225 : 1{\cdot}127$$

$$u : v = 1 : 0{\cdot}92$$

சராசரி திசைவேகம் = சராசரி திசைவேக வர்க்கத்தின் மூலம் × 0·92

மாதிரிக் கணக்கு : *ஹைட்ரஜனின் சராசரி திசைவேக வர்க்கத்தின் மூலம், சராசரி திசைவேகம் இவற்றை 298 K வெப்பநிலையில் கணக்கிடுக.*

சராசரி திசைவேக வர்க்கத்தின் மூலம் $= \sqrt{\frac{3RT}{M}}$

$R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

$M = 2.016 \times 10^{-3}$ kg.

(ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு எடை கிலோகிராமில்)

$T = 298$ K

$$\therefore u = \sqrt{\frac{3 \times 8.314 \times 298}{2.016 \times 10^{-3}}}$$

$$= 1.92 \times 10^{3} \text{ ms}^{-1}$$

$$v = u \times 0.92$$

சராசரி திசைவேகம் $= 1.92 \times 10^{3} \times 0.92$

$$= 1.766 \times 10^{3} \text{ ms}^{-1}$$

பயிற்சி

1. வாயுமாறிலி R-ன் மதிப்பை ஜூல் என்ற அலகிலும் லிட்டர் வளி அழுத்தம்$^{-1}$ கெல்வின்$^{-1}$ என்ற அலகிலும் கணக்கிடுக.

2. நைட்ரஜனும், ஹீலியமும் சம மோல் பங்கு உள்ள வாயுக் கலவையின் கொள்கலத்திலுள்ள மிக நுண்ணிய துளை வழியாக ஹீலியம் வாயு நைட்ரஜனை விட எவ்வளவு விரைவாக வெளியேறும்? (விடை : 2.646)

3. 290 K வெப்பநிலையிலும், 1.014×10^{5} Nm^{-2} அழுத்தத்திலும் 15.7n^{3} கன அளவைப் பெற்றுள்ள ஒரு வாயு 318 K வெப்பநிலையில் அழுத்தம் 1.724×10^{5} Nm^{-2} ஆக இருக்கும் போது பெற்றிருக்கும் கன அளவைக் கணக்கிடுக.
(விடை, 10m^{3})

4. மூலக்கூறுகளின் இயக்கப் பண்பாட்டுக் கொள்கையின் கோட்பாடுகள் யாவை? வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கைக்கான $PV = \frac{1}{3} mnc^{2}$ என்ற சமன்பாட்டை வருவிக்க.

5. வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கையின் சமன்பாடிலிருந்து. சராசரி இயக்க ஆற்றலுக்கும் தனி வெப்பநிலைக்கும் உள்ள தொடர்பை வருவிக்க.

6. வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கைச் சமன்பாடி லிருந்து (அ) பாயில் விதி (ஆ) சார்லஸின் விதி (இ) அவ காட்ரோ கருதுகோள் (ஈ) கிரஹாமின் வாயுக்கள் விரவுதல் விதி (உ) டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதி இவற்றிற்கான சமன்பாடுகளை வருவிக்க.

7. வாயு விதிகளிலிருந்து வாயு சமன்பாட்டை வருவிக்க.

8. கிரஹாமின் வாயுக்கள் விரவுதல் விதியை விளக்குக.

9. டால்டனின் வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்கள் பற்றிய விதியின் ஒரு முக்கியப் பயனைக் கூறுக.

10. லிட்டர்-வளி அழுத்த அலகில் R-ன் மதிப்பு யாது?

11. ஒரு சீர்மை வாயுவின் மிகச் சாத்தியமான திசைவேகம சராசரி திசைவேக வர்க்கத்தின் மூலம், சராசரி திசை வேகம் இவற்றின் விகிதத் தொடர்பை கணக்கிடுக.

12. 298 K வெப்பநிலையில் ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறின் (i) சராசரி திசைவேக வர்க்கத்தின் மூலம் (ii) மிகச் சாத்தியமான திசைவேகம் இவற்றைக் கணக்கிடுக.

(விடை: (i) $4 \cdot 82 \times 10^2$ ms^{-1}
(ii) $3 \cdot 934 \times 10^2$ ms^{-1})

13. திட்ட வெப்ப அழுத்தநிலையில் நைட்ரஜன் மூலக்கூறின் (i) சராசரி திசைவேக வர்க்கத்தின் மூலம் (ii) சராசரி திசைவேகம் இவற்றைக் கணக்கிடுக.

(விடை: (i) $4 \cdot 932 \times 10^2$ ms^{-1}
(ii) $4 \cdot 537 \times 10^2$ ms^{-1})

14. நியான், ஆர்கான் இவ்விரு வாயுக்களின் சராசரி திசைவேக வர்க்கமூலத்தின் விகிதத்தை 298 K வெப்ப நிலையில் கணக்கிடுக. (விடை: 1·9811)

அத்தியாயம் 7

நீர்த்த கரைசல்கள்

நீர்த்த கரைசல்கள்

இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட பொருள்களின் ஒரு படித்தான கலவை (homogeneous mixture) கரைசல் எனப்படும். இதைப் பொருத்தவரை இரண்டு சொற்கள் பெரிதும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. அவை: கரை பொருள் (solute), கரைப்பான் (solvent), கரைசலில் மிகுந்த அளவில் இருப்பது கரைப்பான். இந்தக் கரைப்பானில் கரைந்துள்ள பொருள் கரைபொருள்.

ஒரு கரைபொருள் கரைப்பானில் கரைந்து உண்டான கரைசலில் இரண்டு பகுதிப் பொருள்கள் (components) உள்ளன. எனவே இக்கரைசல் இருபொருள் கரைசல் (binary solution) எனப்படுகிறது. ஒரு கரைப்பானில் இரண்டு கரைபொருள்கள் கரைந்திருப்பின் அது முப்பொருள் கரைசல் (ternary solution) என்றும், மூன்று பொருள்கள் கரைந்திருப்பின் அது நால்பொருள் கரைசல் (quaternary solution) என்றும் பெயர் பெறும்.

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் ஒரு கரைசல் இயன்ற மீப் பெரும் அளவுள்ள கரைபொருளைக் கொண்டிருப்பின் அது அந்த வெப்பநிலையில் நிறைவுற்றக் கரைசல் (saturated solution) எனப்படும். மாறாக, மீப்பெரும் அளவிற்குக் குறைவான அளவுள்ள கரைபொருளைக் கொண்டிருப்பின் அது நிறைவுறாக் கரைசல் (unsaturated solution) எனப்படும். அன்றி, கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் அளவு மிகக் குறைவாயின், அக்கரைசல் நீர்த்தக் கரைசல் (dilute solution) எனப்படும்.

ஒரு கரைசலின் செறிவு (concentration) என்பது ஒரு குறிப்பிட்ட அளவுள்ள கரைசலில் இருக்கும் கரைபொருளின் அளவு ஆகும். இது பல வகையாக இயம்பப்படுகிறது.

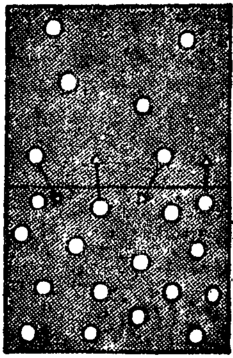
1. மோலாரிட்டி (molarity): இது c என்று குறிக்கப்படுகிறது. இது 1000 மிலி கரைசலில் கரைந்திருக்கும் கரைபொருளின் மோல்களின் (moles) எண்ணிக்கை.
2. மோலாலிட்டி (molality): இது m போன்று குறிக்கப்படுகின்றது. இது 1000 கிராம் கரைசலில் கரைந்திருக்கும் கரைபொருளின் மோல்கள் எண்ணிக்கை.

3. மோல் பின்னம் (mole fraction): இது 'X' என்று குறிக்கப்படுகிறது. இது கரைசலில் உள்ள அனைத்துப் பொருள்களினுடைய மொத்த மோல்களின் எண்ணிக்கையில் ஒரு குறிப்பிட்ட கரைபொருளின் மோல்கள் எண்ணிக்கையின் பின்னம்.

4. நார்மாலிட்டி (normality): இது 'N' என்று குறிக்கப்படுகிறது. இது ஒரு லிட்டர் கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் கிராம்-சமான எடை (gram equivalent) யின் எண்ணிக்கை.

நீர்மத்தின் ஆவி அழுத்தம்

ஒரு மூடிய கலனில் உள்ள ஒரு நீர்மத்தைக் கருத்தில் கொள்க. இது ஆவியாகும்போது வெளியாகும் மூலக்கூறுகள் நீர்மத்தின் பரப்பிற்கு மேலுள்ள பகுதியில் ஆவியாகச் சேகரமாகின்றன. இந்த மூலக்கூறுகள் ஒன்றுடன் ஒன்று, கலத்தின் சுவர்கள் மீதும் மோதுகின்றன. இதன் விளைவாக, இந்த மூலக்கூறுகள் ஓர் அழுத்தத்தைத் தோற்றுவிக்கின்றன. இந்த அழுத்தம் அந்த நீர்மத்தின் ஆவி அழுத்தம் (vapour pressure) எனப்படுகிறது.



படம் 38
நீர்ம, ஆவி நிலைமைகளுக்கு இடையே
நிலவும் இயக்கச் சமநிலை

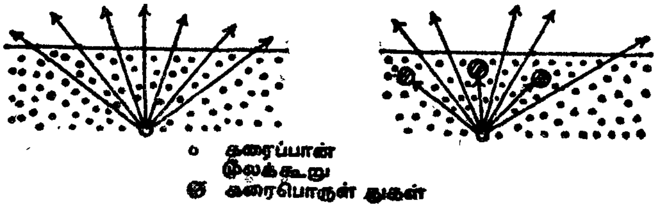
எண்ணிறந்த மோதல்களுக்கு உள்ளான பின் சில மூலக்கூறுகள் ஆவி நிலைமையில் (vapour phase) இருந்து நீர்ம நிலைமைக்குத் திரும்புகின்றன. அதாவது அவை நீர்மமாக மாறுகின்றன. இதன் முடிவாக நீர்ம நிலைமை, வாயு நிலைமை ஆகிய

இரண்டிற்கும் இடையில் ஓர் இயக்கச் சமநிலை (dynamic equilibrium) தோன்றுகிறது. இப்போது, ஒரு குறிப்பிட்ட நேரத்தில் நீர்ம நிலைமையில் இருந்து ஆவி நிலைமைக்குச் செல்லும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும், ஆவி நிலையில் இருந்து நீர்ம நிலைக்கு மீளும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் ஒன்றுக்கொன்று சமம் (படம் 38). இப்போதுஆவி அழுத்தத்தின் அளவு, நிலையான மதிப்பாக உள்ளது. இது நிறைவுற்ற ஆவி அழுத்தம் (saturated vapour pressure) எனப்படுகிறது.

நிறைவுற்ற ஆவி அழுத்தம், பலபோது 'ஆவி அழுத்தம்' என்று மட்டுமே குறிப்பிடப்படுகிறது. இதன் மதிப்பு, நீர்மத்தின் இயல்பு, வெப்பநிலை ஆகியவற்றைப் பொறுத்தது. ஆனால், இது நீர்மத்தின் அளவு, மேற்பரப்பின் அளவு (surface area), ஆவியின் பருமன் ஆகியவற்றைப் பொறுத்ததல்ல.

கரைசலின் ஆவி அழுத்தம்

ஒரு நீர்மத்தில், கரைப்பானில் எளிதில் ஆவியாகாத ஒரு கரைபொருள் கரைந்திருப்பின் அது கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தத்தைக் குறைக்கிறது. இந்த உண்மை, ஆய்வு மூலம் நீண்ட காலமாகத் தெரிந்திருந்தது. இது ஒரு முக்கியமான விளைவு ஆகும். இயக்கக் கொள்கை (kinetic theory) இதனைப் பின்வருமாறு விளக்குகிறது. கரைபொருளின் மூலக்கூறுகள் கரைப்பான் முழுதும் சீராகப் பரவி உள்ளன. இதனால் நீர்மத்தின் பரப்பில் இடம் பெற்றிருந்த, எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய நீர்ம மூலக்கூறுகளில் சிலவற்றிற்குப் பதிலாக, எளிதில் ஆவியாகாத கரைபொருளின்



படம் 39
கரைபொருளால் ஆவி அழுத்தத்தில் ஏற்படும் விளைவு

மூலக்கூறுகள் இடம் பெற்றுள்ளன. இக்கரைபொருள் மூலக்கூறுகள், விரைந்து இயங்கும் கரைப்பான் மூலக்கூறுகள் வெளியேறுவதற்கான வழிகளை அடைகின்றன. ஆனால் ஆவி நிலைமையிலிருந்து நீர்ம நிலைக்கு மூலக்கூறுகள் திரும்புவதைத் தடுப்ப

தில்லை (படம் 39). இதன் முடிவாக, ஆவியாதல் வீதம் குறைகிறது. ஆனால் ஆவி நீர்மமாகச் சுருங்கும் (condensation) வீதம் மாறுவதில்லை. இதனால் ஆவியாதல், நீர்மமாகச் சுருங்குதல் ஆகிய இரண்டிற்கும் இடையேயுள்ள சமநிலை மாறுகிறது குறைந்த ஆவி அழுத்தத்திலேயே எய்தப்படுகிறது.

ஆவி அழுத்தக் குறைப்பு

கரைசலிலுள்ள எளிதில் ஆவியாகாத கரைபொருளின் செறிவு, அதனால் ஏற்படும் ஆவி அழுத்தக்குறைப்பு ஆகிய இரண்டிற்கும் இடையேயான தொடர்பினை, ஆய்வுகள் மூலம் ஆய்ந்து ரவுல்ட் (Raoult) என்பவர் அறிந்தார். தனது முடிவுகளைப் பின்வருமாறு பொதுமையாக்கிக் கூறினார்.

"ஒரு கரைபொருளால் கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தத்தில் ஏற்படும் ஒப்பீட்டுக் குறைப்பு (relative lowering), கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் மோல் பின்னத்திற்குச் சமம்."

தூய கரைப்பான், கரைசல் ஆகிய இரண்டின் ஆவி அழுத்தங்கள் முறையே P_o, P என்க. மோல்களின் எண்ணிக்கை முறையே n_1, n_2 என்க. இப்போது கரைபொருளால் கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தத்தில் ஏற்படும் குறைப்பு P_o-P. எனவே ஒப்பீட்டுக் குறைப்பு, அதாவது இக்குறைப்பைத் தூய கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தத்துடன் ஒப்பிடக் கிடைப்பது $\frac{P_o-P}{P_o}$

ஆகையால் ரவுல்ட் விதியைக் கீழ்க்காணும்படி குறிக்கலாம்.

$$\frac{P_o-P}{P_o}=\frac{n_2}{n_1+n_2}=x_2 \qquad \text{.....................(1)}$$

இதில் x_2 என்பது கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் மோல் பின்னமாகும்.

நீர்த்த கரைசல்களின் ஆவி அழுத்தக் குறைப்பு

ஒரு நீர்த்த கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் மோல்களின் எண்ணிக்கை, (n_2) கரைப்பானின் மோல்களின் எண்ணிக்கையுடன் ஒப்பிடின் மிக மிகக் குறைவு. எனவே தள்ளத்தக்கது. எனவே, ரவுல்ட் விதியை இயம்பும் சமன்பாடு, கீழ்க் காண்பதாகக் குறைகிறது.

$$\frac{P_o-P}{P_o}=\frac{n_2}{n_1} \qquad \text{.....................(2)}$$

கரைசலில் உள்ள கரைப்பானின் எடை m_1 என்றும் மூலக்கூறு எடை M_1 என்றும் கொள்க. இதுபோல் கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் எடை M_2 என்றும் மூலக்கூறு எடை m_2 என்றும் கொள்க. இப்போது,

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1}$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2}$$

எனவே சமன்பாடு (2) கீழ்க்காண்பதாகிறது,

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{m_2}{M_2} \times \frac{M_1}{m_1} \qquad \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots(3)$$

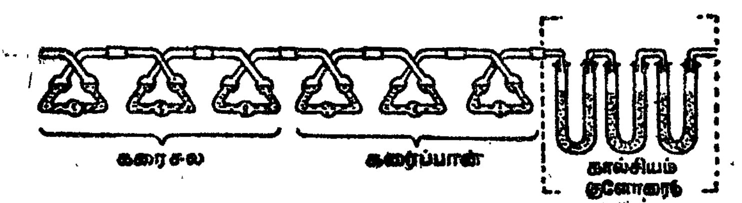
எனவே,

$$M_2 = \frac{m_2 M_1}{m_1} \times \frac{P_0}{(P_0 - P)} \qquad \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots(4)$$

ஆகையால், தூய கரைப்பான் (P_0), கரைசல் (P) ஆகியவற்றின் ஆவி அழுத்தங்களும், கரைப்பானின் எடை (m_1), மூலக்கூறு எடை (M_1) ஆகியவையும், கரைபொருளின் எடையும் (m_2) தெரிந்தால், கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடையினைக் (M_2) கணக்கிடலாம்.

ஆவி அழுத்தக் குறைப்பையும் கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடையையும் தீர்மானித்தல்

ஆவி அழுத்தக் குறைப்பைப் பல முறைகளில் தீர்மானிக்கலாம். அவற்றின் எளிய முறை ஆஸ்வால்டு-வாக்கர் முறை



படம் 40
ஆஸ்வால்டு-வாக்கர் முறையில் பயன்படும் ஆய்வுச் சாதனம்

(Oswald-Walker Method). இது குறிப்பாக, நீர்க் கரைசல்களுக்கு மிகவும் பொருந்துகின்றது. இந்த முறையில் பயன்படும் ஆய்வுச்

சாதனம், படம் 40-ல் கண்ட அமைப்பு உடையது. இது இரண்டு தொகுப்பு (set) குமிழ்கள், ஒரு தொகுப்பு 'U' வடிவக் குழாய்கள் ஆகியவற்றால் ஆனது. இவற்றில், ஒரு தொகுப்பு குமிழ்களில் கரைசலும் மற்றொரு தொகுப்பு குமிழ்களில் தூய கரைப்பானும் பாதி அளவிற்கு இட்டு நிரப்பப்படுகிறது. 'U' வடிவக் குழாய்களில், நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடு (ஈரம் உறிஞ்சும் பொருள்) இட்டு நிரப்பப்படுகிறது.

ஆய்வில், கரைசல் உள்ள குமிழ்களின் தொகுப்பும், கரைப்பான் உள்ள குமிழ்களின் தொகுப்பும் தனித்தனியே துல்லியமாக நிறுக்கப்படுகின்றன. அடுத்து தூய, உலர்ந்த காற்று தொடர்ந்து கரைசல், கரைப்பான், ஈரம் நீக்கி ஆகியவற்றின் ஊடாகச் செலுத்தப்படுகின்றது. பின்னர் கரைசல் குமிழ்களின் தொகுப்பும் கரைப்பான் குமிழ்களின் தொகுப்பும் தனித்தனியே நிறுக்கப்படுகின்றன.

கரைசலின் ஊடாகக் காற்று குமிழிடும்போது (bubble) கரைசலில் உள்ள கரைப்பானின் ஆவியால் நிறைவுறுகிறது (saturated). இதனால் காற்றின் ஆவி அழுத்தம் கரைசலின் ஆவி அழுத்தத்தை (P) எய்துகிறது. இதில், கரைசல் சிறிதளவு கரைப்பானை இழக்கிறது. இதனால் கரைசல் குமிழ்களின் எடையில் ஏற்படும் குறைவு, (W_1) கரைசலின் ஆவி அழுத்தத்திற்கு (P) நேர்விகிதத்தில் உள்ளது. கரைசல் குமிழ்களைவிட்டு வெளியே வரும் காற்று, கரைப்பானின் ஆவியால் நிறைவுறுகிறது. இதனால் காற்றின் ஆவி அழுத்தம் (P) தூய கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தத்திற்கு (P_0) சமமாக உயர்கிறது. இதில் கரைப்பான் குமிழ்கள் சிறிதளவு கரைப்பானை இழக்கின்றன. இதனால் கரைப்பான் குமிழ்களின் எடையில் ஏற்படும் குறைவு (w_2), $(P_0—P)$-க்கு நேர்விகிதத்தில் உள்ளது. அதாவது

$$w_1 \propto P$$
$$w_2 \propto P_0 - P$$

ஆகையால் சமன்பாடு (3) கீழ்க்கண்டதாகிறது.

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{w_2}{(w_1 + w_2)} = \frac{m_2}{M_2} \times \frac{M_1}{m_1} \quad \text{.........(5)}$$

எனவே சமன்பாடு (4) கீழ்க்கண்டதாகிறது.

$$M_2 = \frac{m_2 M_1}{m_1} \times \left(\frac{w_1 + w_2}{w_2}\right) \quad \text{...........(6)}$$

இவ்வாறு கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை தீர்மானிக்கப்படுகிறது.

மாதிரி 1 : 10 கி. எடையுள்ள எளிதில் ஆவி ஆகாத பொருள் ஒன்று 30° C வெப்பநிலையில், 100 கிராம் நீரில் கரைக்கப்படுகிறது. இதனால் கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தம், 17·535 மி. மீ. லிருந்து 17·235 மி. மீ. ஆகக் குறைகிறது. கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக.

தீர்வு :

$$M_2 = \frac{m_2 M_1 \times}{m_1} \times \frac{P_o}{P_o - P}$$

இதில்,

$_1$ = கரைப்பானின் மூலக்கூறு எடை = 18

m_1 = கரைப்பானின் எடை = 100 கி.

m_2 = கரைபொருளின் எடை = 10 கி.

P_o = தூய கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தம் = 17·535 மி. மீ.

P = கரைசலின் ஆவி அழுத்தம் = 17·235 மி. மீ.

எனவே, கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை

$$M_2 = \frac{10 \times 18}{100} \times \frac{17{\cdot}535}{(17{\cdot}535 - 17{\cdot}235)}$$

$$= 105$$

மாதிரி 2 : 50 கிராம் நீரில் 7·31 கிராம் யூரியா கரைந்து உண்டான கரைசல் உள்ள குமிழ்களின் தொகுப்பு, அடுத்து நீர் உள்ள குமிழ்களின் தொகுப்பு, கடைசியில் கால்சியம் குளோரைடு உள்ள குழாய் ஆகியவற்றின் ஊடாகத் தூய உலர்ந்த காற்று குமிழிடப் படுகிறது. இதனால் நீர் குமிழ்கள் 0·087 கிராம் எடையை இழக்கின்றன. கால்சியம் குளோரைடு குழாயின் எடை 2·036 கிராம் அளவு கூடுகிறது. யூரியாவின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக.

தீர்வு :

கரைசல் குமிழ்களின் எடையில் ஏற்படும் குறைவு αP

கரைப்பான் குமிழ்களின் எடையில் ஏற்படும் குறைவு $\alpha P_o - P$

$CaCl_2$ குழாயில் ஏற்படும் எடை மிகுதி αP_o

$P_o - P \propto 0{\cdot}087$ கி.

$P \quad \propto 2{\cdot}036$ கி.

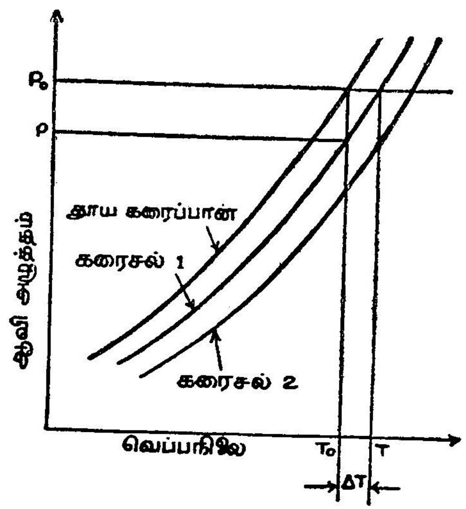
ஆகையால், $M_2 = \frac{m_2 M_1}{m_1} \times \frac{P_o}{P_o - P}$

$$= \frac{7{\cdot}31 \times 18}{50} \times \frac{2{\cdot}036}{0{\cdot}087}$$

$$= 58{\cdot}9$$

கொதிநிலை ஏற்றம்

ஒரு நீர்மத்தின் ஆவி அழுத்தம் வெளி அழுத்தத்திற்குச் (external pressure) சமமாகும்போது, அந்த நீர்மம் கொதிக்கிறது. எனவே, எந்த வெப்பநிலையில் ஒரு நீர்மத்தின் ஆவி அழுத்தம் வெளி அழுத்தத்திற்குச் சமமாகிறதோ, அந்த வெப்பநிலை அந்த நீர்மத்தின் கொதிநிலை ஆகும். ஒரு நீர்மத்தில் எளிதில் ஆவியாகாத பொருள் ஒன்று கரைந்திருப்பின் நீர்மத்தின் ஆவி அழுத்தம் குறைகிறது. இதனால் கொதிநிலை உயர்கிறது அதாவது, நீர்மத்தின் ஆவி அழுத்தம் அதிக வெப்பநிலையில்தான் வெளி அழுத்தத்திற்குச் சமமாகிறது. இதனைப் படம் 41 காட்டுகிறது.



படம் 41
கொதிநிலை ஏற்றம்

தூய கரைப்பானின் கொதிநிலைக்கும் கரைசலின் கொதிநிலைக்கும் இடையேயான வேறுபாடு **கொதிநிலை ஏற்றம் (elevation of boiling point)** எனப்படுகிறது. நீர்மக் கரைசல்களைப் பொறுத்தவரை, கொதிநிலை ஏற்றத்தின் அளவு ஆவி அழுத்தக் குறைப்பின் அளவிற்கு நேர்விகிதத்தில் அமைகிறது. படம் 41-ல் கொதிநிலைக்கு அண்மைப் பகுதியில் பல்வேறு ஆவி அழுத்தக் கோடுகள் ஒன்றுக்கொன்று இணை என்று கொண்டால், இது

விளங்கும். கரைப்பான், கரைசல் ஆகியவற்றின் கொதிநிலைகள் முறையே T_0, T என்றும் ஆவி அழுத்தங்கள் முறையே Po, P என்றும் கொண்டால், பின்

$$T - T_0 \propto P_0 - P$$

அதாவது,

$$\Delta T \propto P_0 - P$$

அல்லது

$$\Delta T = k(P_0 - P) \qquad \text{............(7)}$$

இதில் ΔT என்பது கொதிநிலை ஏற்றம் $(P_0 - P)$ என்பது ஆவி அழுத்தக் குறைப்பு. ரவுல்ட் விதியின் ஒரு வடிவத்தின்படி (சமன்பாடு 2)நீர்மக் கரைசலைப் பொருத்தவரை,

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n_2}{n_1}$$

அல்லது

$$P_0 - P = P_0\left(\frac{n_2}{n_1}\right) \qquad \text{............(8)}$$

இந்தச் சமன்பாட்டை, சமன்பாடு(7)ல் பிரதியிட்டால் கிடைப்பது,

$$\Delta T = k P_0\left(\frac{n_2}{n_1}\right)$$

$$= k'\left(\frac{n_2}{n_1}\right) \qquad \text{............(9)}$$

இதில் k, $k^{1'}$ என்பன மாறிலிகள். n_1 என்பது கரைப்பானின் மோல்களின் எண்ணிக்கை. n_2 என்பது கரைபொருளின் மோல்கள் எண்ணிக்கை. கரைசலில் உள்ள கரைப்பானின் எடை m_1 என்றும், மூலக்கூறு எடை M_1 என்றும், கரைப்பொருளின் எடை m_2 என்றும், மூலக்கூறு எடை M_2 என்றும் கொண்டால்,

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1}$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2}$$

இவற்றை சமன்பாடு (9)ல் பிரதியிட்டால் கிடைப்பது

$$\Delta T = k' \times \frac{m_2}{M_2} \times \frac{M^1}{m_1} = k' \times \frac{M_1}{m_1} \times \frac{m_1}{M_2} \qquad \text{............(10)}$$

ஒரு குறிப்பிட்ட அளவுள்ள ஒரு குறிப்பிட்ட கரைப்பானைக் கருதின் m_1, M_1 ஆகியன மாறிலிகள். எனவே சமன்பாடு **(10)** கீழ்க்கண்ட விதமாகிறது.

$$\Delta T = k'' \frac{m_2}{M_2} \qquad \text{............(11)}$$

இதில்

$$k'' = k' \frac{M_1}{m_1}$$

கரைப்பானின் எடை (m_1) 1000 கி. என்றால் K"க்குப் பதில் K_b- யைப் பயன்படுத்தலாம். இது மோலால் ஏற்ற மாறிலி (Molal elevation constant) அல்லது கொதிநிலை ஏற்ற மாறிலி (ebillioscopic constant) எனப்படுகிறது. இதனைப் பயன்படுத்தின், சமன்பாடு 11 கீழ்க்காணும் விதமாகிறது.

$$\Delta T = K_b \frac{m_2}{M_2} \qquad \text{............(12)}$$

ஆகையால்,

$$M_2 = K_b \frac{m_2}{\Delta T} \qquad \text{............(13)}$$

எனவே கரைப்பானின் கொதிநிலை ஏற்ற மாறிலி (K_b), கரைந்துள்ள கரைபொருளின் எடை (m_2), கரைபொருளால் ஏற்பட்ட கொதிநிலை ஏற்றம்(ΔT) ஆகியன தெரிந்தால் கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடையை (M_2)க் கணக்கிடலாம்.

மாதிரி 1: 125 கி. நீரில் 2.0 கி. எடையுள்ள ஒரு பொருள் கரைந்ததால் நீரின் கொதிநிலை 0.139 K அளவு உயர்ந்தது. 1000 கி. நீருக்கான K_b மதிப்பு 0.52 K மோல்$^{-1}$ கிகி$^{-1}$என்று கொண்டு, அப்பொருளின் மூலக்கூறு எடையினைக் கணக்கிடுக.

தீர்வு:

$$M_2 = K_b \frac{m_2}{\Delta T}$$

இதில்

ΔT = கொதிநிலை ஏற்றம் = 0.139 K

K_b = கொதிநிலை ஏற்ற மாறிலி = 0.52 K மோல்$^{-1}$ கிகி$^{-1}$

m_2 = 1000 கி. கரைப்பானில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் எடை

$$= 2 \times \frac{1000}{125} = 16\text{கி.}$$

M_2 = கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை.

எனவே,

$$M_2 = K_b \frac{m_2}{\Delta T}$$

$$= 0{\cdot}52 \times \frac{16}{0{\cdot}139}$$

$$= 59{\cdot}9$$

மாதிரி 2: *100 கி. பென்சீனில் 10 கி. எடையுள்ள எளிதில் ஆவியாகாத ஒரு பொருளைக் கரைத்ததால் பென்சீனின் கொதிநிலை 80·2° C-ல் இருந்து 83·3° C ஆக உயர்ந்தது. 1000 கி. பென்சீனுக்கான கொதிநிலை ஏற்ற மாறிலி 2·57 K மோல்$^{-1}$ கி. கி.$^{-1}$ பென்சீனில் கரைந்துள்ள பொருளின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக.*

தீர்வு:

கொதிநிலை ஏற்றம் $= \Delta T = (83{\cdot}3 - 80{\cdot}2)\ °C$
$= 3{\cdot}1°C$

கொதிநிலை ஏற்ற மாறிலி $= 2{\cdot}57$ K மோல்$^{-1}$ கி. கி.$^{-1}$

1000 கி. பென்சீனில் கரைந்துள்ள கரைப்பானின் எடை $= 10 \times \frac{1000}{100}$ கி.
$= 100$ கிராம்

எனவே கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை $= M_2 = K_b \frac{m_2}{\Delta T}$

$$= 2{\cdot}57 \times \frac{100}{3{\cdot}1}$$

$$= 82{\cdot}9$$

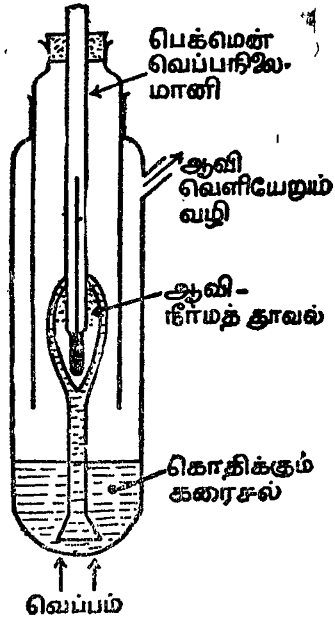
கொதிநிலை ஏற்றத்தைத் தீர்மானித்தல்

கொதிநிலை ஏற்றத்தைத் தீர்மானிக்க மூன்று முறைகள் பெரிதும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. அவை :

1. லேண்ட்ஸ்பர்ஜர் முறை (Landsberger's method)
2. காட்ரெல் முறை (Cotterell's method)
3. பெக்மேன் முறை (Beckmann's method)

இவற்றில் காட்ரெல் முறை பற்றிக் காண்போம். இந்த முறையில் பயன்படும் ஆய்வுச்சாதனம் படம் 42-ல் காணும் அமைப்பு உடையது. இது ஒரு கொதி குழாய் (boiling tube),

தலைகீழாகக் கவிழ்க்கப்பட்ட புனல் (funnel) ஆகியவற்றால் ஆகியது. புனல் அமைப்பு, நீர்மத்தையும் நீர்மத்தின் ஆவியையும் பெக்மென் வெப்பமானியின் குமிழ் மீது பீச்சத் துணை செய்கிறது.

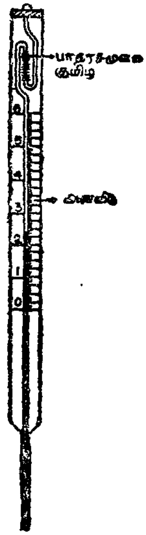


படம் 42
காட்ரெல் ஆய்வுச் சாதனம்

ஆய்வில், எடை (m_1) காணப்பட்ட நீர்மம் கொதிகுழாயினுள் இடப்படுகிறது. அது சூடாக்கப்பட்டு அதன் கொதிநிலை (T_0) தீர்மானிக்கப்படுகிறது. பின்னர் குழாய் போதிய அளவு குளிர்விக்கப்படுகிறது. அதனுடன் எடை (m_2) காணப்பட்ட கரை பொருள் சேர்க்கப்படுகிறது. இதனால் உண்டாகும் கரைசலின் கொதிநிலை (T) தீர்மானிக்கப்படுகிறது. இந்த இரு வெப்ப நிலைகளிலும் இருந்து, கொதிநிலை ஏற்றம், ($T—T^0$) கணக்கிடப்படுகின்றது.

இந்த ஆய்வில் பயன்படுத்தப்படும் வெப்ப நிலைமானி (thermometer) பெக்மென் வெப்ப நிலைமானி (Beckmann thermometer) ஆகும். இது பெக்மென் என்பவரால் ஏதேனும் தேர்ந்தெடுக்கப்பட்ட 5 K வெப்பநிலை வீச்சில் ஏற்படும் சிறிய வெப்பநிலை

வேறுபாடுகளை அளப்பதற்காகத் தயாரிக்கப்பட்டது. இது ஒரு பெரிய குமிழ், மிக மெல்லிய தந்துகிக்குழாய், மேற்பகுதியில் அமைந்த பாதரசத் தொட்டி (reservoir) ஆகியவற்றால் ஆனது (படம் 43). இதில்உள்ள அளவுகள் உண்மையான வெப்பநிலையை அளப்பதற்காகக் குறிக்கப்பட்டன அல்ல. மாறாக, தூய கரைப்பான், கரைசல் ஆகியவற்றின் கொதிநிலைகளில் உள்ள வேறுபாட்டைஅல்லதுஉறைநிலைகளுக்கு இடையேயானவேறுபாட்டை மட்டுமே அறிவதற்காகக் குறிக்கப்பட்டுள்ளன.

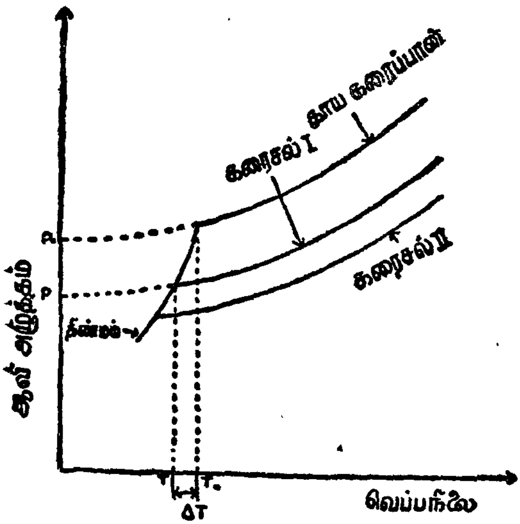


படம் 43
பெக்மென் வெப்பநிலைமானி

உறைநிலைத் தாழ்வு

ஒரு நீர்மத்தைக் குளிர்விப்பின், அது ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் உறைந்து திண்மம் (solid) ஆகிறது. அந்த வெப்பநிலை, உறைநிலை (melting point) எனப்படுகிறது. இந்த வெப்பநிலையில் நீர்மம், திண்மம் ஆகிய இரண்டின் ஆவி அழுத்தங்கள் சமம். எனவே ஒரு நீர்மத்தின் ஆவி அழுத்தம் எந்த வெப்பநிலையில் தூய திண்மத்தின் ஆவி அழுத்தத்திற்குச் சமமாகிறதோ அந்த் வெப்பநிலை அந்த நீர்மத்தின் உறைநிலை ஆகும். கரைசலின் ஆவி அழுத்தம், தூய கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தத்தைவிடக் குறைவு. எனவே எளிதில் ஆவியாகாத பொருள்

ஒன்று கரைந்து உண்டான கரைசல் கரைப்பானைவிடக் குறைந்த ஆவி அழுத்தமுடையது, கரைப்பானைவிடக் குறைந்தவெப்பநிலை யில் உறைகிறது. இது படம் 44-ஐக் காணின் விளங்கும்.



படம் 44
உறைநிலைத் தாழ்வு

உறைநிலைகளின் இலக்கணப்படி T_0, T என்பன முறையே தூய கரைப்பான், கரைசல் I ஆகியவற்றின் உறைநிலைகள். இவற்றில் $T < T_0$ மேலும் $T_0 - T = \triangle T$ என்பது எளிதில் ஆவியாகாத கரைபொருளால் ஏற்பட்ட உறைநிலைத் தாழ்வு. P_0, P என்பன தூய கரைப்பான், கரைசல் I ஆகியவற்றின் உறை நிலைகளில் அவற்றின் ஆவி அழுத்தங்கள். முன்பு கொதிநிலை ஏற்றத்தில் கண்டதுபோலவே, உறைநிலைத் தாழ்வின் அளவும் ஆவி அழுத்தக் குறைப்பும் நேர்விகிதத்தில் அமைகின்றன. இதனை, உறைநிலை களுக்கு அண்மைப்பகுதியில் கரைப்பான், கரைசல் ஆகியவற்றின் ஆவி அழுத்தக்கோடுகள், இணையான நேர்கோடுகள் என்று கொண்டால் விளங்கும். பின்னர்,

$$T_0 - T \propto P_0 - P$$

அல்லது,

$$\triangle T \propto P_0 - P$$

அதாவது,

$$\triangle T = K(P_0 - P) \qquad \text{............(14)}$$

சமன்பாடு 2-ன்படி, நீர்த்த கரைசலகளைப் பொறுத்தவரை,

$$\frac{P_0-P}{P_0}=\frac{n_2}{n_1}$$

$$\therefore P_0-P = P_0\left(\frac{n_2}{n_1}\right) \qquad \ldots\ldots\ldots(15)$$

இதனைச் சமன்பாடு 14-ல் பிரதியிட்டால் கிடைப்பது.

$$\Delta T = K P_0\left(\frac{n_2}{n_1}\right)$$

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் உள்ள குறிப்பிட்ட கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தம். P_0 மாறிலி ஆகும்.

எனவே,

$$\Delta T = K\left(\frac{n_2}{n_1}\right) \qquad \ldots\ldots\ldots(16)$$

இதில n_1, n_2 என்பன முறையே கரைப்பான், கரைபொருள் ஆகியவற்றின் மோல்கள் எண்ணிக்கை. கரைசலில் உள்ள கரைப்பானின் எடை m_1 என்றும் மூலக்கூறு எடை M_1 என்றும் கரைபொருளின் எடை m_2 என்றும் மூலக்கூறு எடை M_2 என்றும் கொண்டால்,

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1}$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2}$$

எனவே சமன்பாடு 16 கீழ்க் காண்பதாகிறது.

$$\Delta T = K' \times \frac{m_2}{M_2}\times\frac{M_1}{m_1}$$

$$= K' \times \frac{M_1}{m_1}\times\frac{m_2}{M_2} \qquad \ldots\ldots\ldots(17)$$

ஒரு குறிப்பிட்ட அளவுள்ள குறிப்பிட்ட கரைப்பானைக் கருதின், m'' M_1 ஆகியன மாறிலிகள். எனவே சமன்பாடு (17) கீழ்க்காண்பதாகிறது.

$$\Delta T = K''\frac{m_2}{M_2} \qquad \ldots\ldots\ldots(18)$$

இதில்

$$K'' = K' \frac{M_1}{m_2}$$

1000 கிராம் கரைப்பான் (m_1) *குறிப்பிடப்படின்* K'' *என்பது* Kf *ஆகிறது. இது மோலால் தாழ்வு மாறிலி* (molal depression constant) *அல்லது உறைநிலைத் தாழ்வு மாறிலி* (cryoscopic constant) *எனப்படுகிறது. இப்போது சமன்பாடு 18 கீழ்க்காண்பதாகிறது.*

$$\Delta T = K_f \left(\frac{m_2}{M_2}\right) \qquad \text{............(19)}$$

ஆகையால்,

$$M_2 = K_f \left(\frac{m_2}{\Delta T}\right) \qquad \text{............(-0)}$$

இச்சமன்பாடு கரைபொருளால் ஏற்படும் உறைநிலைத் தாழ்வின் அளவிலிருந்து கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிட வழி செய்கிறது.

மாதிரி 1 : *10 கிராம் எடையுள்ள ஒரு பொருளை 100 கிராம் நீரில் கரைத்ததால் நீரின் உறைநிலை 1·0° C குறைந்தது. நீரின் மோலால் தாழ்வு மாறிலி 1·86K மோல்* $^{-1}$ *கி கி*$^{-1}$*. கரைக்கப்பட்ட பொருளின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக.*

தீர்வு :

$$M_2 = K_f \left(\frac{m_2}{\Delta T}\right)$$

இதில்,

M_2 = *கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை*

K_f = *மோலால் தாழ்வு மாறிலி*

= *1·86 K மோல்*$^{-1}$ *கி கி*$^{-1}$.

m_2 = *1000 கி. கரைப்பானில் கரைபொருள் எடை*

$$= \frac{10}{100} \times 1000 = 100 \text{ கி.}$$

ΔT = *உறைநிலைத் தாழ்வு* = *1·0°*C

ஆகையால்,

$$M_2 = 1{\cdot}86 \times \frac{100}{1{\cdot}0}$$

$$= 186.$$

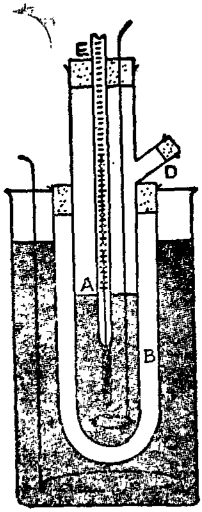
மாதிரி 2 : 2·0 கி. எடையுள்ள கரிமச்சேர்மம் ஒன்றை 100 கிராம் ஈதரில் கரைப்பின் ஈதரின் உறைநிலை 0.6° C அளவு குறைகிறது. ஈதரின் மோலால் தாழ்வு மாறிலி 5·12 K மோல்$^{-1}$கிகி$^{-1}$ கரிமச் சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக.

தீர்வு :

$$M_2 = K\left(\frac{m_2}{\Delta T}\right) = \frac{5.12 \times 20}{0.6}$$
$$= 170.67.$$

உறைநிலைத் தாழ்வைத் தீர்மானித்தல்

உறைநிலைத் தாழ்வைத் தீர்மானிக்கவும் அதன் வழியாகக் கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடையைத் தீர்மானிக்கவும் கீழே விவரிக்கப்படும் பெக்மென் முறை (Beckmann method) மிக்க வசதியும் துல்லியமும் உடைய முறை ஆகும். இந்த முறையில் பயன்படும் ஆய்வுச்சாதனம் படம் 45-ல் காணும் அமைப்பு உடையது. இது பக்கக்குழாய் (D) பொருத்தப்பட்ட குழாய் (A), கலக்கி (Stirrer), பெக்மென் வெப்ப நிலைமானி (E) ஆகியவற்றால் ஆனது. இது காற்று உறையால் (B) சூழப்பட்டு, ஓர் உறைக்கலவையில் (C) அல்லது குளிர்ப்புத் தொட்டியில் அமிழ்த்தி வைக்கப்பட்டுள்ளது.



படம் 45
பெக்மென் ஆய்வுச் சாதனம்

ஆய்வில் எடை காணப்பட்ட தூய கரைப்பான், குழாய் A-யினுள் இடப்படுகிறது. இது தொடர்ந்து மெதுவாகக் கலக்கப்பட்டு குளிர்விக்கப்படுகிறது. முதலில் வெப்பநிலை கரைப்பானின் உறைநிலைக்கும் கீழ் குளிர்கிறது. ஆனால் கரைப்பான் உறையத் தொடங்கியதும் வெப்பநிலை விரைந்து உயர்ந்து, இறுதியில் நிலையாக நிற்கிறது. இந்த வெப்பநிலை (T_0), கரைப்பானின் உறைநிலை ஆகும்.

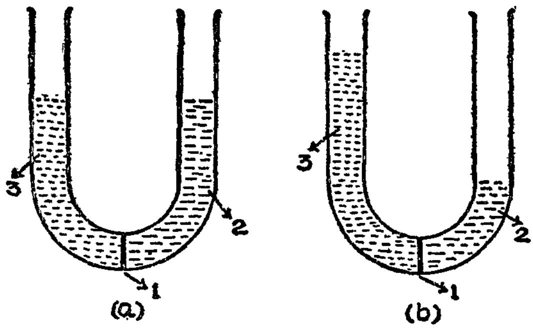
உறைக்கலவையில் இருந்து குழாய் A வெளியே எடுக்கப்படுகிறது. சிறிதளவு சூடாக்கி, கரைப்பான் படிகங்கள் உருக்கப்படுகின்றன. எடை காணப்பட்ட கரைபொருள் (மாத்திரை வடிவில்) பக்கக் குழாய் (D) வழியாகக் குழாய் A-யினுள் இட்டு கரைக்கப்படுகிறது. இப்போதுள்ள கரைசலின் உறைநிலை (T) முன்பு போன்றே தீர்மானிக்கப்படுகிறது. இரண்டு உறைநிலைகளுக்கும் இடையேயான வேறுபாடு, அதாவது $T_0—T$ உறைநிலைத் தாழ்வைத் தருகிறது.

சவ்வூடு பரவல்

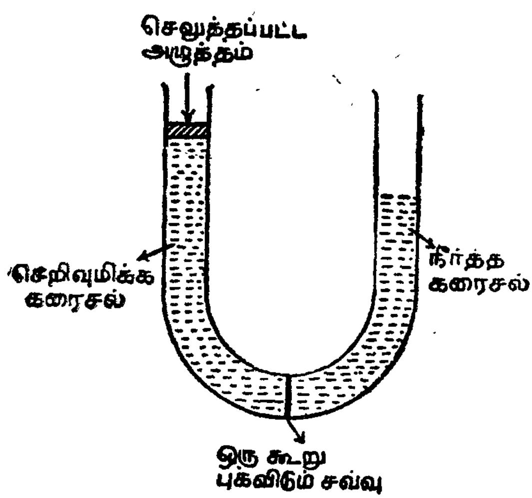
உயிர் அமைப்புகளில் உள்ள பல சவ்வுகளும், சில பொருள்களும் ஒருகூறு-புகவிடும் (semi-permeable) சவ்வுகளாகும். இவை சில துகள்களை மட்டுமே தம் ஊடே பாய்ந்து செல்ல அனுமதிக்கின்றன. ஒரு கரைப்பானும் ஒரு கரைசலும் அல்லது வெவ்வேறு செறிவுள்ள இரண்டு கரைசல்கள் இத்தகைய ஒருகூறு–புகவிடும் சவ்வினால் பிரிக்கப்பட்டிருக்கும்போது, தூய கரைப்பானிலிருந்து கரைசலுக்கு அல்லது நீர்த்த கரைசலிலிருந்து செறிவுமிக்க கரைசலுக்குக் கரைப்பான் சவ்வின் வழியாகப் பாய்கிறது. இந்நிகழ்ச்சி 'சவ்வூடு பரவல்' (osmosis) எனப்படுகிறது. இதனைப் பின்வருமாறு விளக்கலாம்.

படம் 48-ல் காண்பது போன்று ஒருகூறு-புகவிடும் சவ்வினால் பிரிக்கப்பட்ட வெவ்வேறு செறிவுள்ள இரண்டு கரைசல்களைக் கருதுக. இப்போது ஆய்வுச்சாதனத்தின் வலது பகுதியிலிருந்து இடது பகுதிக்குக் கரைப்பான் நகர்கிறது. இந்நகர்ச்சி இரண்டு பக்கங்களிலும் உள்ள கரைசல்கள் தங்களின் செறிவினை சமமாக்கிக் கொள்ள முயல்வது போல் நிகழ்கிறது. இப்போது படம் 49-ல் காணும்படி ஆய்வுச்சாதனத்தின் இடது புயத்தில் அழுத்தத்தை ஏற்படுத்தி நிகழும் சவ்வூடு பரவலைத் தடுக்கலாம். இவ்வாறு தூய கரைப்பானில் இருந்து கரைசலுக்கு அல்லது குறைந்த செறிவுள்ள கரைசலிலிருந்து மிகுந்த செறிவுள்ள கரைசலுக்கு ஏற்படும் சவ்வூடு பரவலைத் தடுத்து நிறுத்தத் தேவைப்படும் அழுத்தம்,

கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் (osmotic pressure) எனப் படும். இது π என்று குறிக்கப்படும்.



படம் 46
சவ்வூடு பரவல்



படம் 47
சவ்வூடு பரவல் அழுத்தத்தை விளக்குதல்

சவ்வூடு பரவல் விதிகள்

1877-ம் ஆண்டு பீபெர் (W. F. Pfeffer) *என்பவர் பல்வேறு செறிவுகள், வெப்பநிலைகள் உடைய சுக்ரோஸ் கரைசல்களின்*

சவ்வூடு பரவல் அழுத்தங்களை (π) அளந்தார். 1886 ஆம் ஆண்டு வாண்ட் ஹாப் (J. H. Van't Hoff) என்பவர் பீபெரின் ஆய்வு முடிவுகளைப் பின்வரும் விதிகளாகத் தொகுத்தார்.

1. மாறாத வெப்பநிலையில் ஒரு கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தமும் கரைசலின் செறிவும் நேர்விகிதத்தில் உள்ளன. அதாவது,

$$\pi \propto c$$

செறிவு என்பது ஒரு மோல் கரைபொருளைக் கொண்டுள்ள கரைசலினுடைய பருமனின் (V) தலைகீழ் மதிப்பு $\left(\frac{1}{V}\right)$ ஆதலின்

$$\pi \propto \frac{1}{V}$$

2. ஒரு குறிப்பிட்ட செறிவில் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தமும் கரைசலின் சார்பிலா வெப்பநிலையும் (absolute temperature) நேர்விகிதத்தில் உள்ளன.

$$\pi \propto T$$

சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம், பருமனின் தலைகீழ் மதிப்பு ஆகிய இரண்டிற்கும் இடையேயான விகிதத் தொடர்பு, வாயுக்களுக்கான பாயில் விதியை (Boyle's law) ஒத்துள்ளது. இது போல் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம், சார்பிலா வெப்பநிலை ஆகிய இரண்டிற்கும் இடையேயான விகிதத் தொடர்பு வாயுக்களுக்கான, சார்லஸ் விதியினை ஒத்துள்ளது. எனவே, மேற்கண்ட சவ்வூடு பரவல் விதிகள் இரண்டையும் இணைப்பின் கிடைப்பது,

$$\pi V = kT \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (21)$$

இதில் k என்பது மாறிலி. n மோல்கள் கரைபொருளைக் கருதின்

$$\pi V = nkT \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (22)$$

வாண்ட் ஹாப் k-ன் மதிப்பு, அனைத்துக் கரைபொருள்களுக்கும் ஒரே மதிப்பு உடையது என்றும், அது அனைத்து வாயு மாறிலி R-ன் மதிப்பிற்குச் சமம் என்றும் காட்டினார். இதனால் சமன்பாடு 22 கீழ்க்கண்டதாகிறது.

$$\pi V = nRT \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (23)$$

$$\therefore \pi = \frac{nRT}{V} \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (24)$$

மாதிரி: 20°C வெப்பநிலையில் 1·0 லிட்டர் நீரில் 10கிராம் யூரியா கரைந்து உண்டான கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தத்தினைக் கணக்கிடுக. (யூரியாவின் மூலக்கூறுஎடை = 60)

தீர்வு:

ஒரு கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம்,

$$\pi = \frac{nRT}{V}$$

இதில்,

n = கரைபொருளின் மோல்கள் எண்ணிக்கை

$$= \frac{10}{60}$$

R = வாயு மாறிலி

= 0.082 லிட்டர் வளி அழுத்தம், டிகிரி$^{-1}$ மோல்$^{-1}$

T = வெப்பநிலை = 20°C = 293K

V = கரைசலின் பருமன் = 1.0 லிட்டர்

ஆகையால்,

$$\pi = \frac{\frac{10}{60} \times 0.082 \times 293}{1.0}$$

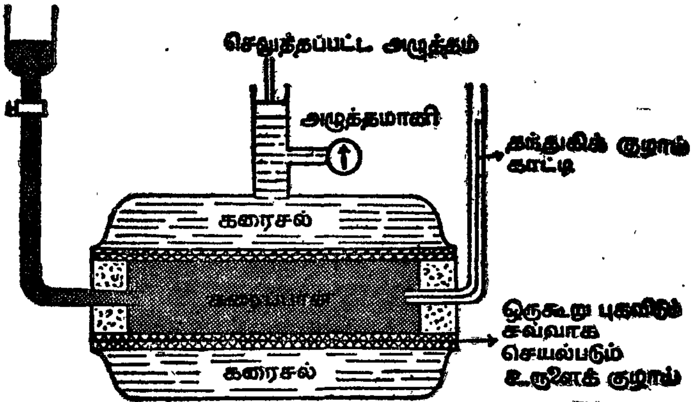
= 4.0 வளி அழுத்தம்.

சவ்வூடு பரவல் அழுத்தத்தைத் தீர்மானித்தல்

ஒரு கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் பர்க்லி-ஹார்ட்லி முறையில் (Berkeley and Hartley's method) தீர்மானிக்கப்படுகிறது. இந்த முறையில் பயன்படும் ஆய்வுச் சாதனம் படம் 48-ல் காணும் அமைப்பு உடையது. இது எஃகுக் கலனால் சூழப்பட்ட, ஒருகூறு-புகவிடும் சவ்வு படிந்த (தாமிர பெர்ரோ சயனைட் படிந்த) நுண்துளைப் பாண்டம் (porous pot), அழுத்தம் உண்டாக்க ஒரு பிஸ்டன், வெளி அழுத்தத்தை அளக்க ஓர் அழுத்தமானி (pressure gauge) ஆகியவற்றால் ஆனது. நுண்துளைப் பாண்டத்தின் ஒருபுறம் கரைப்பான் தொட்டியும் (reservoir) மறுபுறம் தந்துகிக் காட்டியும் (capillary indicator) இணைக்கப்பட்டுள்ளன.

ஆய்வில், நுண்துளைப் பாண்டம், எஃகுக்கலன் ஆகியன முறையே ஆய்விற்குரிய தூய கரைப்பான், கரைசல் ஆகியவற்றால் நிரப்பப்படுகின்றன. கரைப்பான் சவ்வின் வழியாகக் கரைசலில் பாய்கிறது. இதன் முடிவாக தந்துகிக்காட்டியில் நீர்ம மட்டம் (evel) குறைகிறது. இப்போது பிஸ்டனைக் கீழ்நோக்கி நகர்த்தி,

அழுத்தம் சிறிது சிறிதாக அதிகரிக்கப்படுகிறது. தந்துகிக்காட்டி யில் நீர்ம மட்டம் பழைய நிலைக்குக் கொண்டுவரப்படுகிறது. இவ்வாறு ஏற்படுத்தப்பட்ட இப்போதுள்ள வெளி அழுத்தம்



படம் 48
பர்க்லி-ஹார்ட்லி ஆய்வுச்சாதனம்

கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தத்திற்குச் சமம். அழுத்தமானி யிலிருந்து இந்த அழுத்தம் அறியப்படுகின்றது.

சவ்வூடு பரவல் அழுத்தமும் கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடையும்

சமன்பாடு 23-ன்படி,

$$\pi V = nRT$$

V லிட்டர் கரைப்பானில் m எடையுள்ள கரைபொருள் கரைந்திருப்பதாகவும், கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை M என்றும் கொண்டால், பின்,

$$\pi V = \frac{m}{M} RT$$

$$\therefore M = \frac{mRT}{\pi V}$$

இச்சமன்பாடு, சவ்வூடு பரவல் அழுத்தத்தில் (π) இருந்து கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடையைக் (M) கணக்கிட நமக்குத் துணை செய்கிறது.

மாதிரி : 27° C வெப்பநிலையில் உள்ள, ஒரு லிட்டர் நீரில் 18·0 கி. குளுகோஸ் கரைந்து உண்டான கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் 2·46 வளி அழுத்தம். குளுகோஸின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக.

தீர்வு

மூலக்கூறு எடை,

$$M = \frac{mRT}{\pi V}$$

இதில்,

M = கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை

m = கரைபொருளின் எடை = 18 கிராம்

R = வாயு மாறிலி

= 0.082 லிட்டர் வளி அழுத்தம் மோல்$^{-1}$ டிகிரி$^{-1}$

T = வெப்பநிலை = 300 K

π = சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம்

= 2.46 வளி அழுத்தம்

V = கரைசலின் பருமன் = 1.0 லிட்டர்.

எனவே,

$$M = \frac{18 \times 0.082 \times 300}{2.46 \times 1.0}$$

$$= 180.$$

தொகைசார் பண்புகள்

ஒரு கரைப்பானில், எளிதில் ஆவியாகாத பொருள் ஒன்றைக் கரைப்பின், அக்கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தம் குறைகிறது, கொதிநிலை உயர்கிறது, உறைநிலை தாழ்கிறது என்றும், சவ்வூடு பரவல் என்ற இயற்பாடு (phenomenon) நிகழ்கிறது என்றும் கண்டோம். இந்த நான்கு பண்புகளும் ஒன்றுடன் ஒன்று தொடர்புடையவை. இவை ஒரு குறிப்பிட்ட பருமனுள்ள கரைசலில் உள்ள கரைபொருள் துகள்களின் எண்ணிக்கையைப் பொறுத்தன; தன்மையைப் பொறுத்தன அல்ல. எனவே இப்பண்புகள் தொகை சார் பண்புகள் (colligative properties) எனப்படுகின்றன.

வினாக்கள்

1. ஆவி அழுத்தம் என்றால் என்ன? அதனைப் பாதிக்கும் காரணிகள் யாவை?
2. ஆவி அழுத்தக் குறைப்பு பற்றிய ரவுல்ட் விதியைக் கூறுக? அது கொள்கை அடிப்படையில் எவ்வாறு பெறப்படுகிறது?
3. எளிதில் ஆவியாகாத ஒரு கரைபொருளால் கரைப்பானில் ஏற்படும் ஒப்பு ஆவி அழுத்தக் குறைப்பிலிருந்து கரை பொருளின் மூலக்கூறு எடையைத் தீர்மானிக்க ஒரு முறையை விவரிக்க.

4. நிறைவுற்ற ஆவி அழுத்தம் என்றால் என்ன?
5. ஒரு நீர்மத்தின் கொதிநிலை, உறைநிலை ஆகியவற்றை வரையறுக்க.
6. ஒரு திண்மக் கரைபொருளை ஒரு நீர்மத்தில் கரைப்பது பற்றிய மூலக்கூறுகளின் இயக்கக் கொள்கை தரும் சித்தரிப்பு என்ன?
7. தொகைசார் பண்பு என்றால் என்ன? எடுத்துக்காட்டுகள் தருக.
8. ரவுல்ட் ஆவி அழுத்த விதிகள் மூலக்கூறுகளின் இயக்கக் கொள்கையை அடிப்படையாகக் கொண்டன என்பதைக் காட்டுக.
9. எளிதில் ஆவியாகாத ஒரு கரைபொருளைக் கரைப்பதால் கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தத்தில் ஏற்படும் குறைபபு கொதிநிலையில் ஏற்படும் உயர்வு ஆகிய இரண்டையும் தொடர்பு படுத்துக.
10. கொதிநிலை ஏற்ற முறையில் கரைந்துள்ள ஒரு பொருளின் மூலக்கூறு எடையைத் தீர்மானிக்கப் பயன்படும் ஒரு முறையை விவரிக்க.
11. ஒரு பொருளின் மூலக்கூறு எடையைச் சரியாகத் தீர்மானிக்கப் பயன்படும் உறைநிலைத் தாழ்வு முறையை விளக்குக.
12. ஒரு கரைப்பானின் உறைநிலைத் தாழ்வு மாறிலி என்றால் என்ன? ஒரு கரைபொருளால் கரைப்பானின் உறைநிலை எவ்வளவு தாழ்ந்துள்ளது என்பதை எவ்வாறு தீர்மானிப்பது? தீர்மானிக்கப்பட்ட மதிப்பிலிருந்து. கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடையை எவ்வாறு கணக்கிடுவது?
13. (அ) சவ்வூடு பரவல் அழுத்த விதிகளைக் கூறுக.
(ஆ) சவ்வூடு பரவல் அழுத்தத்திலிருந்து கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை எவ்வாறு கணக்கிடப்படுகிறது?
14. (அ) சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் என்றால் என்ன? சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம், வாயு அழுத்தம் ஆகியவற்றின் ஒற்றுமையை விளக்குக.
(ஆ) ஒருகூறு-புகவிடும் சவ்வு பற்றி சிறு குறிப்பு வரைக.
15. 25°C வெப்பநிலையில் 10% சர்க்கரை கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் என்ன? கரும்புச் சர்க்கரையின் மூலக்கூறு எடை 342.

மேலட்டை அச்சிட்டோர் :
பிரின்ட் ஹவுஸ் (மக்கள் குரல்), சென்னை-24